

*Р.А. Лидин
В.А. Молочко
Л.Л. Андреева*

Химические свойства неорганических веществ

Под редакцией проф. Р.А. Лидина
Издание третье, исправленное

*Рекомендовано Министерством образования
Российской Федерации в качестве учебного пособия
для студентов высших учебных заведений,
обучающихся по направлению "Химия"
и специальности "Неорганическая химия"*

Книга оцифрована Мартъяновым Владимиром
Дата последней компиляции - 28.06.2004

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	3
Структура пособия.....	4
Список сокращений и условных обозначений.....	5
ЧАСТЬ I. ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ.....	7
Водород.....	7
Элементы IA-группы.....	11
Литий(11). Натрий(17). Калий(28). Рубидий(39). Цезий. Франций(44)	
Элементы IIA-группы.....	50
Бериллий(50). Магний(55). Кальций(59).Стронций(64). Барий. Радий(68)	
ЧАСТЬ II. ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ.....	74
Элементы IIIA-группы.....	74
Бор(74). Алюминий(82). Галлий(). Индий(). Таллий()	
Элементы IVA-группы.....	
Углерод(). Кремний(). Германий(). Олово(). Свинец()	
Элементы VA-группы.....	
Азот(). Фосфор(). Мышьяк(). Сурьма(). Висмут()	
Элементы VIA-группы.....	
Кислород(). Сера(). Селен(). Теллур(). Полоний()	
Элементы VIIA-группы.....	
Фтор(). Хлор(). Бром(). Йод(). Астат()	
ЧАСТЬ III. ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ.....	
Элементы IB-группы.....	
Медь(). Серебро(). Золото()	
Элементы IIB-группы.....	
Цинк(). Кадмий(). Ртуть()	
Элементы IIIB-группы.....	
Скандий(). Иттрий(). Лантаноиды(). Actиноиды()	
Элементы IVB-группы.....	
Титан(). Цирконий(). Гафний(). Резерфордий()	
Элементы VIB-группы.....	
Ванадий(). Ниобий(). Тантал(). Дубний()	
Элементы VIIB-группы.....	
Хром(). Молибден(). Вольфрам().	
Элементы VIIIB-группы.....	
Марганец(). Технеций(). Рений().	
Элементы VIIIB-группы.....	
Железо(). Кобальт(). Никель(). Рутений(). Родий(). Палладий().	
Осмий(). Иридий(). Платина()	
Библиографический список.....	
Формульный указатель.....	
Предметный указатель.....	

ПРЕДИСЛОВИЕ

Современная высшая школа в большой мере ориентирована на индивидуальную работу студентов. Обрести самостоятельность важно сразу же, на I курсе, в частности при изучении общей и неорганической химии.

Индивидуальная работа заключается в домашней проработке конспекта лекций, подготовке лабораторного журнала, решении задач и ответах на контрольные вопросы. И тут незаменимым будет данное пособие как связующее звено между лекционным курсом и лабораторным практикумом.

Настоящее пособие носит информационно-справочный характер, не имеет аналогов в отечественной и зарубежной химической литературе, охватывает все разделы неорганической химии, изучаемые в химических вузах.

В книге представлены физические и химические свойства (уравнения реакций) важнейших соединений элементов от водорода до нильсбория. Детально описаны около 1000 неорганических веществ, составляющих необходимый «химический багаж» инженера-химика. Отбор веществ произведен по их промышленной важности (исходные вещества для химических процессов, минеральное сырье), широте распространенности в инженерно-технической и учебно-лабораторной практике (модельные растворители и реактивы, реагенты качественного анализа) и применению в новейших отраслях химической технологии.

Порядок расположения и алгоритм поиска подробно описаны в разделе «Структура пособия».

При создании этого учебного пособия авторы опирались на свой многолетний научно-педагогический опыт работы в Московской государственной академии тонкой химической технологии им. М.В. Ломоносова на кафедре неорганической химии. Авторский коллектив выражает признательность академику РАН Н.Т. Кузнецову и проф. Б.Д. Степину за консультации и внимание к работе, благодарит доц. Л.Ю. Аликберову и Н.С. Рукк, старшего преподавателя Г.П. Логинову и других коллег за поддержку и ряд важных замечаний, а также рецензентов — коллектив кафедры общей и неорганической химии МИСиС (зав. кафедрой проф. Г.М. Курдюмов) и заведующего кафедрой общей и физической химии МИХМ проф. В.С. Первова, взявших на себя нелегкий труд внимательного прочтения рукописи и внесших конструктивные предложения, учет которых заметно улучшил пособие.

Авторы ожидают, что книга окажется полезной преподавателям и студентам кафедр общей и неорганической химии в качестве учебного пособия и справочно-информационной базы данных.

Все замечания и предложения читателей будут приняты с признательностью.

СТРУКТУРА ПОСОБИЯ

Описаны химические свойства неорганических веществ элементов, расположенных **по группам Периодической системы**, последовательно представлены свойства элементов А-групп (*s*- и *p*-элементов), В-групп (*d*-элементов) и относящихся к ИБ-группе семейств лантаноидов и актиноидов (*f*-элементов). Внутри каждой группы элементы расположены по мере увеличения порядкового номера; так, свойства элементов IА-группы даны в следующем порядке: свойства лития, натрия, калия, рубидия, цезия и франция. Свойства водорода, как первого элемента Периодической системы, не относящегося ни к какой группе, представлены отдельно.

Свойства каждого элемента охарактеризованы свойствами веществ, в состав которых входит этот элемент. Многоэлементные вещества отнесены к разделу того элемента, который определяет главные химические свойства всего вещества. Например, химические свойства веществ $K_2Cr_2O_7$ и $KMnO_4$ представлены в разделах, посвященных соединениям хрома и марганца (а не в разделе соединений калия), поскольку в большинстве реакций этих веществ катионы калия K^+ участия не принимают, а просто переходят из реагентов в продукты, тогда как дихромат-ион $Cr_2O_7^{2-}$ и перманганат-ион MnO_4^- определяют главное для этих веществ — их сильные окислительные свойства.

Разделы, посвященные химии того или иного элемента, включают ряд пронумерованных рубрик, каждая из которых отвечает одному веществу. Для удобства пользования справочным материалом в пособии сделана сквозная нумерация рубрик.

Порядок расположения рубрик внутри раздела следующий:

- простое вещество (всегда первая рубрика раздела);
- водородные соединения;
- оксиды;
- гидроксиды (основания, кислоты, амфотерные гидроксиды);
- соли металлов (наиболее распространенные — карбонаты, нитраты, сульфаты, хлориды и др.);
- бинарные соединения;
- комплексные соединения.

Соли менее известных и малорастворимых кислот находятся в разделах кислотообразующих элементов вслед за соответствующими кислотами. Для нахождения рубрик таких солей следует пользоваться формульным указателем в конце пособия.

Описание вещества начинается с краткой словесной характеристики, включающей цвет, (обычно для агрегатного состояния при комнатной температуре), некоторые качественные физические свойства (твердость, хрупкость, термическая устойчивость, фазовые переходы), особенности строения, устойчивость на воздухе, растворимость в воде, наличие или отсутствие взаимодействия с распространенными простыми и сложными веществами, указание на способы получения в лаборатории и в промышленно-

сти, встречающиеся в литературе технические, тривиальные и минералогические термины. В конце словесной характеристики приведены основные константы вещества — относительная молекулярная масса M_r , плотность (d или ρ), температура плавления ($t_{пл}$), температура кипения ($t_{кип}$), коэффициент растворимости в воде (k_s или ν_s).

Способы получения веществ указаны ссылками на другие рубрики, где данное вещество фигурирует в качестве продукта одной или нескольких реакций (в ссылке приводится номер рубрики и, верхним индексом, номер уравнения реакции).

Далее следует пронумерованный набор уравнений химических реакций, отражающих главные химические свойства данного вещества. **Порядок расположения уравнений** реакций в общем случае следующий:

- термическое разложение вещества;
- поведение кристаллогидратов, их обезвоживание или разложение;
- отношение к воде, а именно: электролитическая диссоциация, гидролиз, обратимый или необратимый гидролиз, другие взаимодействия с холодной и горячей водой.
- взаимодействие с распространенными кислотами — хлороводородной, серной и азотной (при однотипности реакций с кислотами приведено уравнение реакции только с хлороводородной кислотой);
- взаимодействие со щелочами (как правило, приведено уравнение реакции только с гидроксидом натрия);
- взаимодействие с водородом, кислородом, другими неметаллами, металлами;
- обменные взаимодействия со сложными веществами;
- окислительно-восстановительные взаимодействия;
- комплексобразование;
- электролиз.

В уравнениях химических реакций указаны **условия проведения и протекания реакций**, когда это важно для понимания химизма и степени обратимости. К таким условиям относятся:

- агрегатное состояние реагентов и продуктов, цвет;
- состояние раствора (разбавленный, концентрированный, насыщенный, конкретный состав);
- продолжительность реакции;
- интервал температур, давление, катализатор;
- образование осадка или газа;
- растворитель.

В формульном указателе представлены вещества рубрик, т. е. основного текста пособия.

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ И УСЛОВНЫХ ОБОЗНАЧЕНИЙ

аморфн. — аморфный	K_w — ионное произведение воды
безводн. — безводный	K_k — константа кислотности (при 25°C), $pK_k = -\lg(K_k)$
бел. — белый	K_n — ступенчатая константа нестойкости комплекса (при 25°C), $pK_n = -\lg(K_n)$
бур. — бурый	K_o — константа основности (при 25°C), $pK_o = -\lg(K_o)$
бц. — бесцветный	K_y — ступенчатая константа устойчивости (при 25°C)
вак. — в вакууме	K_c — константа равновесия, выраженная через молярные концентрации (при комнатной температуре), $pK_c = -\lg(K_c)$
влажн. — влажный	K_s — ионное произведение растворителя (верхний индекс — температура), $pK_s = -\lg(K_s)$
(г) — газообразное состояние	k_s — массовый коэффициент растворимости (верхний индекс — температура), г/100г воды
гол. — голубой	M_r — относительная молекулярная масса
гор. — горячий	p — избыточное давление
дымящ. — дымящий	pH — водородный показатель, $pH = -\lg[H_3O^+]$
(ж) — жидкое состояние	$t_{\text{кип}}$ — температура кипения
желт. — желтый	$t_{\text{пл}}$ — температура плавления
жидк. — жидкий	$t_{\text{субл}}$ — температура сублимации (возгонки)
зел. — зеленый	$t(\alpha \rightarrow \beta)$ — температура полиморфного перехода
кат. — катализатор	ν_s — объемный коэффициент растворимости газа (верхний индекс — температура), мл (н.у.)/100 г воды
кип. — кипящий, при кипячении	β_n — общая константа нестойкости комплекса (при 25°C), $p\beta_n = -\lg(\beta_n)$
комн. — при комнатной температуре	ρ — плотность газообразного состояния
конц. — концентрированный	τ — медленное протекание реакции
кор. — коричневый	
красн. — красный	
насыщ. — насыщенный	
н. у. — нормальные условия	
оранж. — оранжевый	
оч. разб. — очень разбавленный	
(р) — в растворе	
разб. — разбавленный	
роз. — розовый	
св. — светло-	
сер. — серый	
син. — синий	
(т) — твердое состояние	
т. — темно-	
телесн. — телесный	
фиол. — фиолетовый	
хол. — холодный	
черн. — черный	
электрич. — электрический	
ПР — произведение растворимости (верхний индекс — температура), $pPR = -\lg(PR)$	
d — относительная плотность для твердого и жидкого состояния (верхний индекс — t , отсутствие индекса — при $18-25^\circ \text{C}$) по воде (1 г/см^3 , 4°C)	

ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ

ВОДОРОД

1. H₂ — ДИВОДОРОД

Легкий водород, дипротий. природный водород содержит изотоп ¹H (протий) с примесью стабильного изотопа ²H (дейтерий D, преобладает) и радиоактивного изотопа ³H (тритий Т, следы). Неметалл. Бесцветный трудносжимаемый газ. Очень мало растворяется в воде, лучше — в органических растворителях. Хемосорбируется металлами (Fe, Ni, Pt, Pd). Сильный восстановитель при повышенных температурах, реагирует с металлами, неметаллами, оксидами металлов. Особенно высока восстановительная способность у атомного водорода H⁰, образующегося при термическом разложении молекулярного водорода H₂ или в результате реакций непосредственно в зоне проведения восстановительного процесса. Получение см. ⁵_{12, 14, 15, 17, 21}, ³⁶₁₁, ⁴²⁴₁₃, ⁴⁸⁴₈ ¹.

$$\begin{aligned} M_r &= 2,016; & d_{(т)} &= 0,08667^{(-260)}; & d_{(ж)} &= 0,07108^{(-253)}; \\ \rho &= 0,08988 \text{ г/л (н. у.)}; & t_{пл} &= -259,19^\circ \text{ C}; & t_{кип} &= -252,87^\circ \text{ C}; \\ \nu_s &= 2,15^{(0)}, & & 1,82^{(20)}, & & 1,60^{(60)}. \end{aligned}$$

1. H₂ ⇌ 2H⁰ (2000–3500° C).
2. H₂ + F₂ = 2HF (от –250° C до комн.),
H₂ + Cl₂ = 2HCl (сжигание, комн. — на свету)
Элементарные акты: Cl₂ = 2Cl⁰, Cl⁰ + H₂ = HCl + H⁰, H⁰ + Cl₂ = HCl + Cl⁰.
H₂ + E₂ = 2HE (E = Br, I; 350–500° C, кат. Pt).
3. 2H – 2 + O₂ = 2H₂O (550° C, сгорание на воздухе)
Элементарные акты: H₂ + O₂ = 2OH⁰, OH⁰ + H₂ = H₂O + H⁰, H⁰ + O₂ = OH⁰ + O⁰, O⁰ + H₂ = OH⁰ + H⁰.
4. H₂ + S = H₂S (150–200° C),
3H₂ + N₂ = 2NH₃ (500° C, *p*, кат. Fe).
5. 2H₂ + C(кокс) = CH₄ (600° C, *p*, кат. Pt),
H₂ + 2C(кокс) = C₂H₂ (1500–2000° C).
6. H₂ + 2Na = 2NaH (300° C),
H₂ + Ca = CaH₂ (500–700° C).
7. 4H₂ + (Fe^{II}Fe^{III})O₄ = 3Fe + 4H₂O (выше 570° C).
8. H₂ + Ag₂SO₄ = 2Ag + H₂SO₄ (выше 200° C),
4H₂ + Na₂SO₄ = Na₂S + 4H₂O (550–600° C, кат. Fe₂O₃).

¹Здесь и далее цифра в строке — номер рубрики, верхний индекс — номер уравнения реакции в этой рубрике

9. $3\text{H}_2 + 2\text{BCl}_3 = 3\text{B} + 6\text{HCl}$ (800–1200° C),
 $\text{H}_2 + 2\text{EuCl}_3 = 2\text{EuCl}_2 + 2\text{HCl}$ (270° C).
10. $4\text{H}_2 + \text{CO}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (200° C, кат. Cu_2O).
11. $\text{H}_2 + \text{CaC}_2 = \text{Ca} + \text{C}_2\text{H}_2$ (выше 2200° C).
12. $\text{H}_2 + 2\text{C}(\text{кокс}) + \text{N}_2 = 2\text{HCN}$ (выше 1800° C).
13. $\text{H}_2 + \text{BaH}_2 = \text{Ba}(\text{H}_2^-)_2$ (до 0° C, p).
14. $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) + \text{KNO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $8\text{H}^0(\text{Al, конц. KOH}) + \text{KNO}_3 = \text{NH}_3\uparrow + \text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
15. $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) + \text{EuCl}_3 = 2\text{EuCl}_2 + 2\text{HCl}$,²
 $2\text{H}^0(\text{Al}) + \text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{Ag}_2\text{S} = 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaHS}$.
16. $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. H}_2\text{SO}_4) + \text{C}_2\text{N}_2 = 2\text{HCN}$.

2. D₂ — ДИДЕЙТЕРИЙ

Тяжелый водород. Бесцветный трудносжимаемый газ. Природный водород содержит 0,012–0,016% (масс.) D₂ (остальное — ¹H₂ и следы T₂). В газовой смеси D₂ с ¹H₂ изотопный обмен происходит при высоких температурах. Очень мало растворяется в обычной и тяжелой воде. Изотопный обмен с обычной водой происходит слабо. По химическим свойствам аналогичен H₂, но менее реакционноспособный. Получение см. 6³, 4, 17.

$$M_r = 4,028; \quad d_{(\text{ж})} = 0,17^{(-253)}; \quad t_{\text{пл}} = -254,5^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = -249,49^\circ \text{ C}.$$

3. T₂ — ДИТРИТИЙ

Сверхтяжелый водород. Бесцветный газ. Радиоактивен (β -излучатель), период полураспада 12,34 года. По химическим свойствам аналогичен H₂. Образуется в атмосфере при бомбардировке ядер ¹⁴N нейтронами космического излучения, следы его содержатся в природных водах. Получение — бомбардировка лития медленными нейтронами в ядерном реакторе.

$$M_r = 6,032; \quad t_{\text{пл}} = -252,52^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = -248,12^\circ \text{ C}.$$

4. HD — ДЕЙТЕРИОВОДОРОД

Бесцветный газ. Практически не растворяется в обычной и тяжелой воде. По химическим свойствам аналогичен H₂. Получение см. 6¹⁶.

$$M_r = 3,022; \quad d_{(\text{т})} = 0,146^{(-257)}; \quad \rho = 0,135 \text{ г/л(н. у.)};$$

$$t_{\text{пл}} = -256,5^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = -251,02^\circ \text{ C}.$$

5. H₂O — ВОДА

Бесцветная жидкость (в толстом слое — голубовато-зеленая, летучая; твердая вода (лед) легко возгоняется. По изотопному составу кислорода природная вода — в основном H₂¹⁶O с примесями H₂¹⁸O и H₂¹⁷O, по изотопному

²Здесь в книге опечатка. Исправлено при оцифровке

составу водорода — в основном $^1\text{H}_2\text{O}$ с примесью HDO . Жидкая вода подвергается автопротолизу (продукты H_3O^+ и OH^-); катион оксония H_3O^+ — самая сильная кислота и гидроксид-ион OH^- — самое сильное основание в водном растворе, а сама вода — самый слабый сопряженный протолит (в протонной теории кислот и оснований). Образует кристаллогидраты со многими веществами. Химически активна; реагирует с металлами, неметаллами, оксидами, гидролизует многие бинарные соединения и соли. Почти универсальный жидкий растворитель неорганических соединений. Для химических целей природную воду обычно подвергают очистке методом перегонки (дистиллированная вода). Специальными методами получают сверхчистую воду. См. также 1³.

$$M_r = 18,02; \quad d_{\text{лед}} = 0,917^{(0)}; \quad d_{(\text{ж})} = 0,999841^{(0)},$$

$$0,998203^{(20)}, \quad 0,997044^{(25)}, \quad 0,97180^{(80)}, \quad 0,95835^{(100)};$$

$$d(\text{H}_2^{18}\text{O}) = 1,11^{(20)}; \quad \rho = 0,8652 \text{ г/л (н. у.)}, \quad 0,5977 \text{ г/л } (p_0, 100^\circ\text{C});$$

$$t_{\text{пл}} = 0,00^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 100,00^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}}(\text{H}_2^{18}\text{O}) = 100,13^\circ \text{ C}; \quad K_{\text{B}}^{25} = 1,008 \cdot 10^{-14}.$$

1. $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ (выше 1000° C).
 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}^0, \text{H}_2, \text{O}^0, \text{O}_2, \text{OH}^0, \text{H}_2\text{O}_2, \text{HO}_2^0$ (радиолиз).
- 2.
3. $\text{H}_2\text{O} + \text{HClO}_4 = \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+, \text{H}_2\text{O} + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+.$
4. $4\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-.$
5. $4\text{H}_2\text{O} + \text{NaClO}_4 = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ \text{ClO}_4^-.$
6. $4\text{H}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 = [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 2\text{ClO}_4^-,$
 $\text{H}_2\text{O} + [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+.$
7. $4\text{H}_2\text{O} + \text{NaCN} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{CN}^-, \text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-.$
8. $6\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{S}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow, 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiCl}_4 = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{HCl},$
 $6\text{H}_2\text{O}(\text{кип.}) + \text{Mg}_3\text{N}_2 = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow,$
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{CaC}_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow.$
9. $\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaOH}, \text{H}_2\text{O} + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{OH})_2, 3\text{H}_2\text{O} + \text{La}_2\text{O}_3 = 2\text{La}(\text{OH})_3.$
10. $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = 2\text{HClO}_4, \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4, 6\text{H}_2\text{O} + \text{P}_4\text{O}_{10} = 4\text{H}_3\text{PO}_4.$
11. $n\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{Cl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}, \text{Cl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO} + (n-1)\text{H}_2\text{O}.$
12. $2\text{H}_2\text{O} + \text{CaH}_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow.$
13. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{M} = 2\text{MOH} + \text{H}_2\uparrow$ (M = Li, Na, K, Rb, Cs).
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{M} = 2\text{M}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ (M = Ca, Sr, Ba, Ra).
14. $4\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + 3\text{Fe} = (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ (до 570° C).
15. $6\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 2\text{Al} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow.$
16. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CrSO}_4 \xrightarrow{\tau} \text{H}_2\uparrow + 2\text{Cr}(\text{SO}_4)\text{OH}.$
17. $\text{H}_2\text{O} + \text{C}(\text{кокс}) \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$ (800–1000° C).
 $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ (выше 230° C , кат. Fe_2O_3).

18. $\text{H}_2\text{O} + \text{F}_2 = 2\text{HF} + \text{O}^0$ (комн., примесь O_2).
 $\text{H}_2\text{O} + \text{O}^0 = \text{H}_2\text{O}_2, \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3 = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$ (УФ-облучение).
19. $2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{XeF}_2 \xrightarrow{\tau} \text{O}_2\uparrow + 2\text{Xe}\uparrow + 4\text{HF}$.
20. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 = 4\text{CoSO}_4 + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$.
 $2\text{H}_2\text{O} + 4\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\tau} 4\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{O}_2\uparrow + 4\text{KOH}$.
21. $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод})$.
В нейтральном растворе (электролит Na_2SO_4):
(на катоде) $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$,
(на аноде) $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+(\text{точнее, } \text{H}_3\text{O}^+)$,
(в растворе) $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$.
В кислом растворе (электролит H_2SO_4):
(на катоде) $2\text{H}^+(\text{точнее, } \text{H}_3\text{O}^+) + 2e^- = \text{H}_2\uparrow$,
(на аноде) $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+(\text{точнее, } \text{H}_3\text{O}^+)$.
В щелочном растворе (электролит KOH):
(на катоде) $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$,
(на аноде) $4\text{OH}^- - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

6. D_2O — ОКСИД ДЕЙТЕРИЯ

Тяжелая вода. Бесцветная гигроскопичная жидкость; более вязкая, чем обычная вода H_2O . Автоионизирование протекает в меньшей степени, чем у H_2O . Неограниченно смешивается с обычной водой, изотопный обмен приводит к образованию полутяжелой воды HDO . Растворяющая способность ниже, чем у обычной воды. Химические свойства их одинаковы, но все реакции с участием D_2O и в D_2O как растворителе протекают медленнее, чем для H_2O . Содержится в природных водах (массовое отношение $\text{D}_2\text{O} : \text{H}_2\text{O} = 1 : 5500$). Получают при многократном электролизе природной воды (тяжелая вода накапливается в остатке электролита).

$$M_r = 20,03; \quad d_{(\text{ж})} = 1,1071^{(11,6)}, \quad 1,1042^{(25)},$$

$$t_{\text{пл}} = 3,813^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 101,43^\circ \text{C}.$$

- $2\text{D}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{D}_3\text{O}^+ + \text{OD}^-$; $pK_s = 14,70$.
- $\text{D}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HDO}$.
- $2\text{D}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOD} + \text{D}_2\uparrow$ (комн.).
- $\text{D}_2\text{O}(\text{пар}) + \text{Mg} = \text{MgO} + \text{D}_2$ (выше 480°C).
- $\text{D}_2\text{O} + 2\text{C}_6\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{E} = (\text{C}_6\text{H}_5\text{CO})_2\text{O} + 2\text{DE}$ ($80\text{--}120^\circ \text{C}$, $\text{E} = \text{F}, \text{Cl}$).
- $\text{D}_2\text{O} + \text{HSO}_3\text{F} = \text{HDSO}_4 + \text{DF}$ ($50\text{--}70^\circ \text{C}$).
- $2\text{D}_2\text{O} + \text{SiCl}_4 = \text{SiO}_2 + 4\text{DCl}$ (комн.).
- $\text{D}_2\text{O} + \text{PCl}_5 = \text{PCl}_3\text{O} + 2\text{DCl}, 4\text{D}_2\text{O} + \text{PCl}_5 = \text{D}_3\text{PO}_4 + 5\text{DCl}$.
- $12\text{D}_2\text{O} + 4\text{PBr}_3 = 12\text{DBr} + 3\text{D}_3\text{PO}_4 + \text{PD}_3\uparrow$ (кип.).
- $4\text{D}_2\text{O} + 4\text{Br}_2 + \text{S} = \text{D}_2\text{SO}_4 + 6\text{DBr}$.
- $8\text{D}_2\text{O} + 2\text{P}(\text{красн.}) + 5\text{I}_2 = 10\text{DI} + 2\text{D}_3\text{PO}_4$ (кип.).
- $6\text{D}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{S}_3 = 2\text{Al}(\text{OD})_3\downarrow + 3\text{D}_2\text{S}\uparrow$ (комн.).
- $\text{D}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{SO}_3 = \text{D}_2\text{SO}_4, 2\text{D}_2\text{O} + \text{SCl}_2\text{O}_2 = \text{D}_2\text{SO}_4 + 2\text{DCl}$.

14. $6\text{D}_2\text{O} + \text{Mg}_3\text{N}_2 = 3\text{Mg}(\text{OD})_2\downarrow + 2\text{ND}_3\uparrow$ (кип.).
15. $6\text{D}_2\text{O} + \text{P}_4\text{O}_{10} = 4\text{D}_3\text{PO}_4$ (95–100° С).
16. $4\text{D}_2\text{O} + \text{Li}[\text{AlH}_4] = \text{LiOD} + \text{Al}(\text{OD})_3\downarrow + 4\text{HD}\uparrow$ (в эфире).
17. $2\text{D}_2\text{O}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{D}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод})$ [см. также 5²¹].

7. Т₂О — ОКСИД ТРИТИЯ

Сверхтяжелая вода. Бесцветная жидкость, более вязкая, чем D₂O и H₂O. Неограниченно смешивается с обычной и тяжелой водой. Изотопный обмен с H₂O и D₂O приводит к образованию НТО и DTO. Растворяющая способность меньше, чем у D₂O и H₂O. По химическим свойствам не отличается от H₂O и D₂O, но все реакции протекают медленнее. Следы Т₂О содержатся в природных водах и атмосферной влаге. Получение — Пропускание Т₂ над раскаленным CuO.

$$M_r = 22,03;$$

$$t_{\text{пл}} = 4,5^\circ \text{ С.}$$

ЭЛЕМЕНТЫ IА-ГРУППЫ

ЛИТИЙ

8. Li — ЛИТИЙ

Щелочной металл. Серебристо-белый. Самый легкий из металлов, мягкий, низкоплавкий. Реакционноспособный; на воздухе покрывается оксидно-нитридной пленкой. Воспламеняется при умеренном нагревании; окрашивает пламя газовой горелки в темно-красный цвет. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, неметаллами, аммиаком. Получение см. 9^{1, 15}, 10^{4–6}, 18^{10, 12}, 20¹.

$$M_r = 6,941; \quad d = 0,534; \quad t_{\text{пл}} = 180,5^\circ \text{ С}; \quad t_{\text{кип}} = 1336,6^\circ \text{ С.}$$

1. $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$.
2. $2\text{Li} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $2\text{Li} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{LiHSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $3\text{Li} + 4\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 3\text{LiNO}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{Li} + \text{H}_2 = 2\text{LiH}$ (500–700° С).
6. $2\text{Li} + \text{E}_2 = 2\text{LiE}$ (комн., E = F, Cl, Br; выше 200° С, E = I).
7. $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ (выше 200° С, примесь Li₂O₂).
8. $2\text{Li} + \text{S} = \text{Li}_2\text{S}$ (выше 130° С).
9. $6\text{Li} + \text{N}_2(\text{влажн.}) = 2\text{Li}_3\text{N}$ (комн.),
 $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$ (200–250° С, p).
10. $2\text{Li} + 2\text{C} = \text{Li}_2\text{C}_2$ (выше 200° С, вак.).
11. $4\text{Li} + \text{Si} = \text{Li}_4\text{Si}$ (600–700° С, примесь Li₂Si).

12. $2\text{Li} + 2\text{NH}_3 = 2\text{LiNH}_2 + \text{H}_2$ (220° C),
 $2\text{Li} + \text{NH}_3 = \text{Li}_2\text{NH} + \text{H}_2$ (400° C).
13. $\text{Li} + 4\text{NH}_{3(\text{ж})} = [\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^0 (\text{син.})$ [-40° C],
 $[\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^0 + n\text{NH}_{3(\text{ж})} \rightleftharpoons [\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3.$

9. LiH — ГИДРИД ЛИТИЯ

Белый, легкий, плавится без разложения, разлагается при дальнейшем нагревании. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, неметаллами, оксидами неметаллов. Получение см. 8⁵, 20⁴.

$$M_r = 7,95; \quad d = 0,82; \quad t_{\text{пл}} = 680^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{LiH} = 2\text{Li} + \text{H}_2$ (850° C или вак., 450° C).
2. $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow.$
3. $\text{LiH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{H}_2\uparrow$ (комн.).
4. $2\text{LiH} + \text{O}_2 = 2\text{LiOH}$ (выше 500° C).
5. $\text{LiH} + \text{Cl}_2 = \text{LiCl} + \text{HCl}$ (400–450° C).
6. $2\text{LiH} + 2\text{S} = \text{Li}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ (300–350° C).
7. $3\text{LiH} + \text{N}_2 = \text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3$ (500–600° C).
8. $2\text{LiH} + 4\text{C}(\text{графит}) = \text{Li}_2\text{C}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ (400° C).
9. $2\text{LiH} + 2\text{SO}_2 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ (200° C).
10. $\text{LiH} + \text{CO}_2 = \text{Li}(\text{HCOO})$ [до 250° C, p].
11. $4\text{LiH} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{Li}_2\text{SiO}_3 + \text{Si} + 2\text{H}_2$ (500° C).
12. $\text{LiH} + \text{NH}_3 = \text{LiNH}_2 + \text{H}_2$ (350° C).
13. $\text{LiH} + \text{NH}_{3(\text{ж})} = \text{LiNH}_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (-40° C).
14. $4\text{LiH} + \text{AlCl}_3 = \text{Li}[\text{AlH}_4] + 3\text{LiCl}\downarrow$ (в эфире).
15. $2\text{LiH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Li}(\text{катод}) + \text{H}_2\uparrow$ (анод).

10. Li₂O — ОКСИД ЛИТИЯ

Белый, гигроскопичный, тугоплавкий, при нагревании не разлагается. Проявляет свойства основных оксидов, энергично реагирует с водой (образуется щелочной раствор), кислотами, металлами, кислотными оксидами, поглощает CO₂ из воздуха. Получение см. 8⁷, 12¹, 13¹, 3, 14¹.

$$M_r = 29,88; \quad d = 2,013; \quad t_{\text{пл}} = 1453^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 2600^\circ \text{ C}.$$

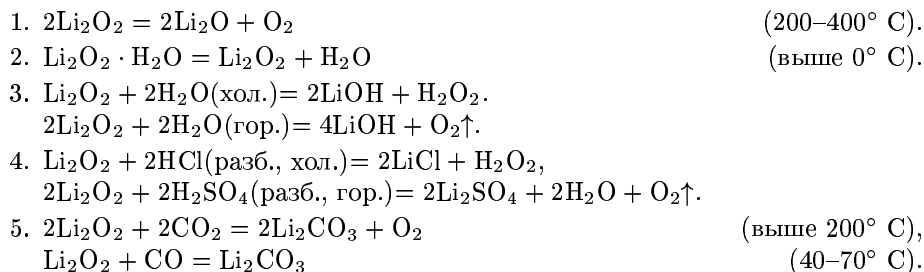
1. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}.$
2. $\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}.$
3. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{Li}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C).
4. $\text{Li}_2\text{O} + \text{Si} = 4\text{Li} + \text{SiO}_2$ (1000° C).
5. $\text{Li}_2\text{O} + \text{Mg} = 2\text{Li} + \text{MgO}$ (выше 800° C).
6. $3\text{Li}_2\text{O} + 2\text{Al} = 6\text{Li} + \text{Al}_2\text{O}_3$ (выше 1000° C).
7. $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Li}_2\text{CO}_3$ (500–600° C).



11. Li_2O_2 — ПЕРОКСИД ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается без плавления. Полностью гидролизуется водой, реагирует с кислотами. Энергично поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 12⁸.

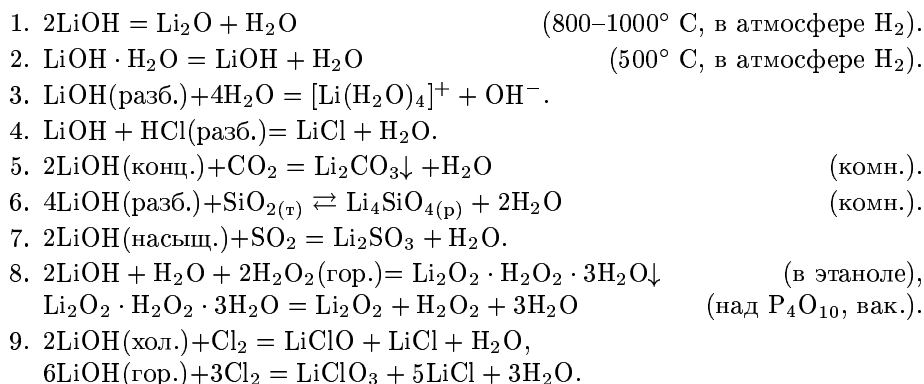
$$M_r = 45,88; \quad d = 2,363.$$



12. LiOH — ГИДРОКСИД ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается в атмосфере H_2 . Хорошо растворяется в воде. Проявляет свойства основных гидроксидов (щелочь), реагирует с кислотами, кислотными оксидами, поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 8¹, 9², 4, 10¹, 13⁹, 16⁶, 18¹¹.

$$M_r = 23,95; \quad d = 1,46; \quad t_{\text{пл}} = 471^\circ \text{ C}; \quad k_s = 12, 8^{(20)}, 15, 3^{(80)}.$$



13. Li_2CO_3 — КАРБОНАТ ЛИТИЯ

Белый, при прокаливании разлагается выше температуры плавления. Умеренно растворяется в холодной воде, меньше — в горячей. Кристаллогидратов не образует. Реагирует с кислотами, металлами и неметаллами, их оксидами. Получение см. 10⁷, 12⁵, 16⁴.

$$M_r = 73,89; \quad d = 2,11; \quad t_{\text{пл}} = 618^\circ \text{ C}; \quad k_s = 1, 27^{(25)}, 0,85^{(75)}.$$

1. $\text{Li}_2\text{CO}_3 = \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (730–1270° C).
2. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{Li}_2\text{O} + 2\text{CO}$ (800° C).
4. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Mg} = 2\text{Li} + \text{MgO} + \text{CO}_2$ (500° C).
5. $\text{Li}_2\text{CO}_3(\text{т}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{хол.}} 2\text{LiHCO}_3(\text{р})$
6. $2\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Li}_4\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2$ (800–1000° C).
7. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 4\text{B}(\text{ОН})_3 = \text{Li}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (600° C).
8. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{LiAlO}_2 + \text{CO}_2$ (800–900° C).
9. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{ОН})_2 = 2\text{LiOH} + \text{CaCO}_3$ (до 600° C).
10. $4\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2 = 4\text{Li}_2\text{CrO}_4 + 4\text{CO}_2$ (600–700° C).

14. LiNO_3 — НИТРАТ ЛИТИЯ

Белый, весьма гигроскопичный, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 8⁴, 17³, 19⁴.

$$M_r = 68,95; \quad d = 2,38; \quad t_{\text{пл}} = 253,0^\circ \text{ C}; \quad k_s = 74,5^{(20)}, 194,1^{(70)}.$$

1. $4\text{LiNO}_3 = 2\text{Li}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (475–650° C).
2. $\text{LiNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} = \text{LiNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (200° C, вак.).
3. $\text{LiNO}_3(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{NO}_3^-$ (рН 7).
4. $\text{LiNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{LiNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{LiNO}_3 + \text{Pb} = \text{LiNO}_2 + \text{PbO}$ (400° C).

15. Li_3PO_4 — ОРТОФОСФАТ ЛИТИЯ

Литиофосфат. Белый, плавится без разложения. Плохо растворяется в воде, растворимость возрастает в присутствии гидрата аммиака. Разлагается кислотами. Получение см. 18⁷, 8.

$$M_r = 115,79; \quad d = 2,537; \quad t_{\text{пл}} = 837^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0,03^{(20)}.$$

1. $\text{Li}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O} = \text{Li}_3\text{PO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ (120° C, вак.).
2. $\text{Li}_3\text{PO}_4 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{LiH}_2\text{PO}_4 + 2\text{LiCl}$.
3. $2\text{Li}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = 2\text{Li}_2\text{HPO}_4 + \text{Li}_2\text{SO}_4$,
 $\text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 3\text{LiHSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$.
4. $2\text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2(\text{конц.}) = 6\text{LiCl} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$.

16. Li_2SO_4 — СУЛЬФАТ ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Вступает в реакции обмена. Получение см. 9⁹, 19⁶.

$$M_r = 109,94; \quad d = 2,221; \quad t_{\text{пл}} = 859^\circ \text{ C}; \quad k_s = 34,7^{(20)}, 31,9^{(75)}.$$

1. $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (130–500° C).
2. $\text{Li}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
3. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{LiHSO}_4$.
4. $\text{Li}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Li}_2\text{CO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (кип.).
5. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{LiCl}$
6. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{LiOH}$
7. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{N}_3)_2 = 2\text{LiN}_3 + \text{BaSO}_4\downarrow$.
8. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + 4\text{C}(\text{кокс}) = \text{Li}_2\text{S} + 4\text{CO}$ (800–900° C).
9. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{Li}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (600–700° C).

17. LiF — ФТОРИД ЛИТИЯ

Белый, плавится и кипит без разложения. Плохо растворяется в холодной воде; растворимость еще более понижается в горячей воде или в присутствии гидрата аммиака или фторида аммония. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, реагирует с гидроксидами и оксидами щелочноземельных металлов. Получение см. 8⁶, 18⁵.

$$M_r = 25, 94; \quad d = 2, 635; \quad t_{\text{пл}} = 845, 1^\circ \text{ C}; \\ t_{\text{кип}} = 1676^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0, 27^{(18)}, 0, 135^{(35)}.$$

1. $\text{LiF}_{(\text{т})} + \text{HF}(\text{конц.}) = \text{Li}(\text{HF}_2)_{(\text{р})}$.
2. $\text{LiF} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{LiHSO}_4 + \text{HF}\uparrow$.
3. $\text{LiF} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{LiNO}_3 + \text{HF}\uparrow$.
4. $2\text{LiF} + \text{CaO} = \text{Li}_2\text{O} + \text{CaF}$ (600–700° C).
5. $2\text{LiF} + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ., гор.}) = 2\text{LiOH} + \text{CaF}_2\downarrow$.

18. LiCl — ХЛОРИД ЛИТИЯ

Белый, расплывается на воздухе. Плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Разлагается концентрированными кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 8², 6, 9³, 5, 10², 12⁴, 13², 16⁵.

$$M_r = 42, 39; \quad d = 2, 068; \quad t_{\text{пл}} = 610^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1380^\circ \text{ C}; \quad k_s = 84, 5^{(25)}, 112, 3^{(80)}.$$

1. $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$ (выше 98° C).
2. $\text{LiCl}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $2\text{LiCl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ (кип.).
4. $\text{LiCl} + \text{LiHSO}_4 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (450–500° C).
5. $\text{LiCl}(\text{конц.}) + \text{NH}_4\text{F}(\text{конц.}) = \text{LiF}\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$.
6. $\text{LiCl}(\text{хол.}) + \text{AgNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{LiNO}_2 + \text{AgCl}\downarrow$.
7. $3\text{LiCl}(\text{конц.}) + \text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KCl}$.
8. $3\text{LiCl}(\text{конц.}) + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} = \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NaCl}$.
9. $\text{LiCl}(\text{конц.}) + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = [\text{Li}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}] + 4\text{H}_2\text{O}$.

10. $2\text{LiCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Li}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод}).$
11. $2\text{LiCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2(\text{анод}).$
12. $2\text{LiCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Li}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод}).$

19. Li_2S — СУЛЬФИД ЛИТИЯ

Светло-желтый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Восстановитель; во влажном состоянии окисляется O_2 воздуха. Реагирует с кислотами, неметаллами. Получение см. 8⁸, 9⁶, 10³, 16⁸, 9.

$$M_r = 45,95; \quad d = 1,66; \quad t_{\text{пл}} = 950^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Li}_2\text{S}(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{S}^{2-},$
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-; pK_0 = 1,09.$
2. $\text{Li}_2\text{S} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow.$
3. $\text{Li}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{LiHSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}.$
4. $\text{Li}_2\text{S} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{LiNO}_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}.$
5. $\text{Li}_2\text{S}(\text{хол.}) + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{LiHS}.$
6. $\text{Li}_2\text{S} + 2\text{O}_2 = \text{Li}_2\text{SO}_4$ (выше 300° C).
7. $2\text{Li}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{O}_2 = \text{S}\downarrow + 4\text{LiOH}.$

20. Li_3N — НИТРИД ТРИЛИТИЯ

Темно-красный, плавится под избыточным давлением, разлагается при нагревании. Полностью гидролизуется в воде, разлагается кислотами. Получение см. 8⁹, 9⁷.

$$M_r = 34,83; \quad d = 1,28; \quad t_{\text{пл}} = 813^\circ \text{ C } (p).$$

1. $2\text{Li}_3\text{N} = 6\text{Li} + \text{N}_2$ (300–500° C, вак.).
2. $\text{Li}_3\text{N} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}.$
3. $\text{Li}_3\text{N} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) = 3\text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}.$
4. $\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2 = 3\text{LiH} + \text{NH}_3$ (300° C, примесь Li_2NH).

21. LiNH_2 — АМИД ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения, разлагается при дальнейшем нагревании. Полностью гидролизуется водой. Реагирует с кислотами. Получение см. 8¹², 9¹², 13.

$$M_r = 22,96; \quad d = 1,178; \quad t_{\text{пл}} = 374^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{LiNH}_2 = \text{Li}_2\text{NH} + \text{NH}_3$ (400–500° C).
2. $\text{LiNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{LiOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}.$
3. $\text{LiNH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}.$

22. Li_2NH — ИМИД ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Полностью гидролизуется в воде. Реагирует с кислотами, водородом. Получение см. 8¹², 21¹.

$$M_r = 28,90;$$

$$d = 1,48.$$

1. $3\text{Li}_2\text{NH} = 2\text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3$ (выше 500° C).
2. $\text{Li}_2\text{NH} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2\text{LiOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{Li}_2\text{NH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $\text{Li}_2\text{NH} + \text{H}_2 = \text{LiNH}_2 + \text{LiH}$ (250–350° C).

НАТРИЙ

23. Na — НАТРИЙ

Щелочной металл. Серебристо-белый (в тонком слое — с фиолетовым оттенком), легкий, очень мягкий, низкоплавкий. Темно-красный пар натрия состоит из атомов Na (преобладают) и молекул Na_2 . В особых условиях образуется фиолетово-синий коллоидный раствор натрия в эфире. Химически растворяется в жидком NH_3 (синий раствор), расплаве NaOH. Весьма реакционноспособный; на воздухе покрывается оксидной пленкой (тускнеет), воспламеняется при умеренном нагревании. Устойчив в атмосфере аргона и азота. Сильный восстановитель; энергично реагирует с водой, кислотами, неметаллами. С азотом реагирует только при нагревании (в отличие от Li). С ртутью образует амальгаму; амальгама — сильный восстановитель, но (в отличие от чистого натрия) реакция с водой протекает спокойно. Не реагирует с эфиром, хорошо сохраняется под слоем бензина или керосина, легко суспендируется в кипящих инертных растворителях (толуол, ксилол, гептан, октан и др.). В инертной атмосфере расплавленный натрий быстро распределяется по поверхности некоторых твердых веществ (NaCl , Na_2CO_3 , уголь, железо, Al_2O_3 , SiC, ZrO_2), образуя серо-черные моноатомные покрытия. Окрашивает пламя газовой горелки в желтый цвет. Наиболее распространенный металл в морской воде. Получение см. 28³², 29¹¹, 36^{10, 11}.

$$M_r = 22,990;$$

$$d_{(т)} = 0,968;$$

$$d_{(ж)} = 0,927^{(98)};$$

$$t_{\text{пл}} = 97,83^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 886^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$.
2. $2\text{Na} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $2\text{Na} + 2\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$ (600° C).
4. $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ (250–400° C, p).
5. $2\text{Na} + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{Na}_2\text{O}_2$ (сжигание, примесь Na_2O),
 $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ (250–400° C).
6. $4\text{Na} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH}$.

7. $2\text{Na} + \text{E}_2 = 2\text{NaE}$ (комн., $\text{E} = \text{F}, \text{Cl}$; $150\text{--}200^\circ \text{C}$, $\text{E} = \text{Br}, \text{I}$).
8. $2\text{Na} + \text{E} = \text{Na}_2\text{E}$ (выше 130°C , $\text{E} = \text{S}, \text{Se}, \text{Te}$),
 $2\text{Na} + n\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_n)$ [-40°C , в жидк. NH_3 , $n = 1, 2, 4, 5$].
9. $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\text{Na}_3\text{N}$ (100°C , электрич. разряд),
 $3\text{Na} + \text{P}(\text{красн.}) = \text{Na}_3\text{P}(\text{зел.})$ [200°C , в атмосфере Ar].
10. $2\text{Na} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{Na}_2\text{C}_2$ ($150\text{--}200^\circ \text{C}$).
11. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{NaHS}\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (в бензоле).
12. $\text{Na} + 4\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Na}(\text{NH}_3)_4](\text{син.})$ [-40°C],
 $[\text{Na}(\text{NH}_3)_4] + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3$.
13. $2\text{Na} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ (350°C).
14. $2\text{Na} + \text{B}_2\text{O}_3 + 7\text{H}_2 = 2\text{Na}[\text{BH}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$ ($250\text{--}300^\circ \text{C}$).

24. NaH — ГИДРИД НАТРИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом. Получение см. 23^4 , 820^1 .

$$M_r = 24,00; \quad d = 1,364; \quad t_{\text{пл}} = 638^\circ \text{C} (p).$$

1. $2\text{NaH} = 2\text{Na} + \text{H}_2$ ($430\text{--}500^\circ \text{C}$, вак.).
2. $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{NaH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$.
4. $2\text{NaH} + \text{O}_2 = 2\text{NaOH}$ (выше 230°C).
5. $\text{NaH} + \text{Cl}_2 = \text{NaCl} + \text{HCl}$ ($450\text{--}500^\circ \text{C}$),
 $2\text{NaH} + 2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ ($350\text{--}400^\circ \text{C}$).
6. $2\text{NaH} + 4\text{C}(\text{графит}) = \text{Na}_2\text{C}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ (350°C).
7. $\text{NaH} + \text{CO}_2 = \text{Na}(\text{HCOO})$ [до 200°C , p].
8. $2\text{NaH} + 2\text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ ($200\text{--}250^\circ \text{C}$).
9. $4\text{NaH} + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{AlH}_4] + 3\text{NaCl}$ (в эфире).
10. $2\text{NaH} + (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 = 4\text{NaOH} + 3\text{Fe}$ ($350\text{--}420^\circ \text{C}$).
11. $2\text{NaH} + \text{TiCl}_4 = \text{Ti} + 2\text{NaCl} + 2\text{HCl}$.
12. $\text{NaH} + \text{NH}_3(\text{г}) = \text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ (350°C).

25. Na₂O — ОКСИД НАТРИЯ

Белый, термически устойчивый, тугоплавкий. Проявляет сильные основные свойства; энергично взаимодействует с водой (образуется щелочной раствор), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 23^3 , 5 , 26^1 , 10 , 28^{15} , 29^1 , 294^8 , 303^9 .

$$M_r = 61,98; \quad d = 2,36; \quad t_{\text{пл}} = 1132^\circ \text{C} (p).$$

1. $2\text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na}$ (выше 700°C).
2. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$.

3. $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$
4. $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ (450–550° C).
5. $\text{Na}_2\text{O} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{NaNO}_2$ (250° C).
6. $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2$ (1200° C).
7. $2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}_2$ (250–350° C, *p*).
8. $\text{Na}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{ж}) \xrightarrow{\tau} \text{NaNH}_2 + \text{NaOH}$ (–50° C).

26. Na_2O_2 — ПЕРОКСИД НАТРИЯ

Белый (иногда желтоватый из-за примеси NaO_2). При нагревании на воздухе желтеет и разлагается, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{Na}^+)_2(\text{O}_2^{2-})$. Поглощает CO_2 из воздуха. Полностью разлагается водой, кислотами. Энергично реагирует с кислородом, серой, натрием, моно и диоксидом углерода. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 23⁵, 25^{1, 7}, 28³¹.

$$M_r = 77,98; \quad d = 2,60; \quad t_{\text{пл}} = 596^\circ \text{ C } (p).$$

1. $2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2$ (400–675° C, вак.).
2. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O}(\text{влага}) = \text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ (0° C).
3. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH},$
 $2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{O}_2\uparrow + 4\text{NaOH}.$
4. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_2.$
5. $2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) = 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow.$
6. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NaO}_2$ (450–500° C, *p*).
7. $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{S} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$ (100° C),
 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{C}(\text{графит}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$ (100° C),
 $3\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Al}(\text{порошок}) = 2\text{NaAlO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}$ (70–120° C).
8. $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2, \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{Na}_2\text{CO}_3$ (комн.).
9. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 = \text{Na}_2\text{MnO}_4$ (400–500° C).
10. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$ (130–200° C, в атмосфере Ar).
11. $5\text{Na}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 +$
 $+ \text{K}_2\text{SO}_4.$
12. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{NaI} = \text{I}_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$
13. $3\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6](\text{гор.}) = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 8\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O}.$
14. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$
 $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) = 2\text{FeO}(\text{OH})\downarrow + 2\text{NaOH}.$

27. NaO_2 — НАДПЕРОКСИД НАТРИЯ

Оранжево-желтый, при нагревании разлагается без плавления. Имеет ионное строение $(\text{Na}^+)(\text{O}_2^-)$. Реагирует с водой, кислотами, моно- и диоксидом углерода. Сильный окислитель. Получение см. 26⁶, 406⁹.

$$M_r = 54,998; \quad d = 2,21.$$

1. $\text{NaO}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{100-270^\circ \text{ C}} \text{Na}_2\text{O}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{400-675^\circ \text{ C, вак.}} \text{Na}_2\text{O}.$
2. $2\text{NaO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{NaOH} + \text{NaHO}_2(\text{р}) + \text{O}_2\uparrow,$
 $2\text{NaHO}_2(\text{р}) \xrightarrow{\tau} 2\text{NaOH} + \text{O}_2\uparrow \quad (\text{комн.}).$
3. $4\text{NaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{NaOH} + 3\text{O}_2\uparrow.$
4. $2\text{NaO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow.$
5. $4\text{NaO}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2 \quad (\text{комн.}).$
6. $2\text{NaO}_2 + \text{CO} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \quad (100^\circ \text{ C}).$
7. $4\text{NaO}_2 + 3\text{C}(\text{графит}) = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \quad (100^\circ \text{ C}).$
8. $\text{NaO}_2 + \text{Al}(\text{порошок}) = \text{NaAlO}_2 \quad (100^\circ \text{ C}).$

28. NaOH — ГИДРОКСИД НАТРИЯ

Едкий натр, каустическая сода, каустик. Белый, гигроскопичный, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (с высоким экзотермическим эффектом), создает в растворе сильнощелочную среду. Сильно снижает растворимость многих солей натрия в воде. Не растворяется в жидком аммиаке. Проявляет свойства основных гидроксидов (относится к щелочам); нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами. Поглощает CO_2 из воздуха. Реагирует с неметаллами, металлами, амфотерными оксидами и гидроксидами. Получение см. 23¹, 6, 25², 29⁸, 36¹¹.

$$M_r = 40,00; \quad d = 2,130; \quad t_{\text{пл}} = 321^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1390^\circ \text{ C}; \quad k_s = 108,7^{(20)}, 314^{(80)}.$$

1. $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \quad (100-400^\circ \text{ C, вак.}).$
2. $\text{NaOH}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{OH}^-.$
3. $\text{NaOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$
4. $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$
5. $\text{NaOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
6. $\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O},$
 $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$
 $3\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}.$
7. $\text{NaOH} + \text{HF}(\text{разб.}) = \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}, \text{NaOH} + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{Na}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O}.$
8. $\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{HCN} = \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}.$
9. $6\text{NaOH}(\text{разб.}) + 4\text{F}_2 = \text{OF}_2\uparrow + 6\text{NaF} + \text{O}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}.$
10. $2\text{NaOH}(\text{кон., хол.}) + \text{E}_2 = \text{NaEO} + \text{NaE} + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{E} = \text{Cl, Br, I}),$
 $6\text{NaOH}(\text{кон., гор.}) + 3\text{E}_2 = \text{NaEO}_3 + 5\text{NaE} + 3\text{H}_2\text{O}.$
11. $12\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{NaBrO}_3 + 10\text{NaCl} + 6\text{H}_2\text{O}.$
12. $20\text{NaOH}(\text{разб., гор.}) + 7\text{Cl}_2 + \text{I}_2 = 2\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6\downarrow + 14\text{NaCl} + 8\text{H}_2\text{O},$
 $24\text{NaOH}(\text{конц., хол.}) + 7\text{Cl}_2 + \text{I}_2 = 2\text{Na}_5\text{IO}_6\downarrow + 14\text{NaCl} + 12\text{H}_2\text{O}.$
13. $6\text{NaOH} + 3\text{Br}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{\tau} 6\text{NaBr} + \text{N}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O} \quad (\text{комн.}).$

14. $2\text{NaOH}(\text{гор.}) + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{NaI} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O},$
 $2\text{NaOH}(\text{хол.}) + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}(\text{г}) = 2\text{NaI} + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}.$
15. $2\text{NaOH} + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$ (600° C).
16. $4\text{NaOH} + 3\text{Ca} = 3\text{CaO} + \text{Na}_2\text{O} + 2\text{Na} + 2\text{H}_2$ (600° C).
17. $2(\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2\text{Al} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$ (400–500° C),
 $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{Al} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow.$
18. $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Zn} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow.$
19. $\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{EO}_2 = \text{NaHEO}_3$ (E = C, S),
 $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{EO}_2 = \text{Na}_2\text{EO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
20. $4\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$
 $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C).
21. $4\text{NaOH} + 6\text{NO} = 4\text{NaNO}_2 + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).
22. $2\text{NaOH}(\text{хол.}) + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O},$
 $4\text{NaOH}(\text{гор.}) + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}.$
23. $2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1100° C),
 $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (1000° C).
24. $2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4],$
 $\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4].$
25. $2\text{NaOH}(60\%-й) + \text{H}_2\text{O} + \text{ZnO} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (90° C),
 $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (комн.).
26. $\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц.}) = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
27. $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{FeI}_2 = 2\text{NaI} + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ (В атмосфере N₂),
 $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3.$
28. $3\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl},$
 $4\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}.$
29. $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{ZnCl}_2 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl},$
 $4\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{ZnCl}_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}.$
30. $2\text{NaOH}(\text{разб., хол.}) + \text{Zn} + 2\text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow.$
31. $2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}\downarrow$ (0° C),
 $\text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (комн., над конц. H₂SO₄).
32. $4\text{NaOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Na}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{O}.$

29. Na₂CO₃ — КАРБОНАТ НАТРИЯ

Сода (гидрат), сода кальцинированная, или стиральная (безводный). Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Реагирует с кислотами, неметаллами и их оксидами. Восстанавливается углеродом. Получение см. 26⁸, 28¹⁹, 30^{1, 4}, 32⁷.

$$M_r = 105,99; \quad d = 2,539; \quad 1,446(10\text{-гидрат});$$

$$t_{\text{пл}} = 851^\circ \text{ C}; \quad k_s = 21,8^{(20)}45,1^{(80)}.$$

1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (выше 1000°C).
2. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ ($100\text{--}120^\circ \text{C}$, вак.).
3. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 3,67$.
4. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3\downarrow$ ($30\text{--}40^\circ \text{C}$).
6. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$,
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = 2\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
7. $3\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
8. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{M}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{MCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$ ($\text{M} = \text{Ca}, \text{Sr}, \text{Ba}$).
9. $3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{AlCl}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{NaCl}$.
10. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц., гор.}) + 3\text{E}_2 = 5\text{NaE} + \text{NaEO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$ ($\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).
11. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C}(\text{кокс}) = 2\text{Na} + 3\text{CO}$ ($900\text{--}1000^\circ \text{C}$).
12. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{NaCN} + \text{CaCO}_3$ ($600\text{--}700^\circ \text{C}$).
13. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.

30. NaHCO_3 — ГИДРОКАРБОНАТ НАТРИЯ

Питьевая сода, соль Бюльриха, нахколит. Белый, при слабом нагревании разлагается. Во влажном состоянии начинает разлагаться при комнатной температуре. Умеренно растворяется в воде (слабый гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается кислотами, нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 28^{19} , 29^5 , 36^8 .

$$M_r = 84,01; \quad d = 2,24; \quad k_s = 9,59^{(20)}20,2^{(80)}.$$

1. $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ($250\text{--}300^\circ \text{C}$).
2. $\text{NaHCO}_3(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HCO}_3^-$,
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7,63$.
3. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $6\text{NaHCO}_3(\text{конц.}) + 3\text{Cl}_2 = \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 6\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
6. $\text{NaHCO}_3 + \text{SO}_{2(\text{г})} = \text{NaHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.
7. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
8. $4\text{NaHCO}_3 + 2\text{CuSO}_4 = \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).

31. NaNO_3 — НИТРАТ НАТРИЯ

Натронная (чилийская) селитра, нитратин. Белый, гигроскопичный. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде с высоким эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Практически не растворяется в концентрированной азотной кислоте. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 28^5 , 22 , 298^5 , 15 , 303^{14} .

$$M_r = 84,99; \quad d = 2,266; \quad t_{\text{пл}} = 306,5^\circ \text{C}; \quad k_s = 87,6^{(20)}, 149^{(80)}.$$

1. $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ (380–500° C, примеси Na_2O , NO_2).
2. $\text{NaNO}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{NO}_3^-$ (рН 7).
3. $\text{NaNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{NaNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$ (кип.).
4. $2\text{NaNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$ (230–300° C).
5. $8\text{NaNO}_3 + 10\text{Na} = \text{N}_2 + \text{Na}_3\text{NO}_4$ (250° C, вак.),
 $\text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_3\text{NO}_4$ (310–320° C).
6. $\text{NaNO}_3 + \text{Pb} = \text{PbO} + \text{NaNO}_2$ (выше 350° C).
7. $3\text{NaNO}_3 + 4\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).

32. Na_2SO_4 — СУЛЬФАТ НАТРИЯ

Тенардит; глауберова соль, или мирабилит (гидрат). Белый. Плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Вступает в реакции обмена. Восстанавливается водородом, углеродом. Получение см. 28⁴, 33⁵, 36³, 39⁶, 11.

$$M_r = 142,04; \quad d = 2,66; \quad t_{\text{пл}} = 884^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1430^\circ \text{ C}; \quad k_s = 19,2^{(20)}, 43,3^{(80)}.$$

1. $2(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O})_{(\text{ж})} = \text{Na}_2\text{SO}_4\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{насыщ.}) + 20\text{H}_2\text{O}$ (32,384° C).
2. $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
3. $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 2\text{NaHSO}_{4(\text{р})}$.
4. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$.
5. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (550–600° C, кат. Fe_2O_3).
6. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{F}_2 = 2\text{NaF} + \text{SO}_2\text{F}_2 + \text{O}_2$ (100–150° C).
7. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS} + \text{CO}_2$ (1000° C).
8. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaX}$ ($\text{X} = \text{Cl}^-, \text{OH}^-$).

33. NaHSO_4 — ГИДРОСУЛЬФАТ НАТРИЯ

Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет полного протолиза иона HSO_4^- . Кристаллогидрат $\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ имеет строение $\text{Na}^+ + \text{H}_3\text{O}^+ \text{SO}_4^{2-}$. Нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 28⁴, 32³, 36³, 424⁵, 8, 9.

$$M_r = 120,06; \quad d = 2,742, \quad 2,103(\text{кр.}); \quad t_{\text{пл}} = 186^\circ \text{ C};$$

$$k_s = 28,6^{(0)}, 50^{(100)}.$$

1. $2\text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (250–320° C, вак.).
2. $\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (до 120° C, вак.),
 $2(\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2\text{O}$ (250° C).
3. $\text{NaHSO}_{4(\text{конц.})} + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HSO}_4^-$,
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ (разбавление).

4. $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{NaHSO}_4 + \text{NaCl} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (450–800° С).

34. NaF — ФТОРИД НАТРИЯ

Виллиомит. Белый, плавится без разложения. Умеренно растворяется в воде (гидролиз по аниону), растворимость мало зависит от температуры. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 23⁷, 28⁷, 26, 237³, 5.

$$M_r = 41,99; \quad d = 2,558; \quad t_{\text{пл}} = 997^\circ \text{ С};$$

$$k_s = 4,28^{(20)}, 4,69^{(80)}.$$

1. $\text{NaF}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{F}^-$,
 $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$; $pK_o = 10,82$.
2. $\text{NaF} + \text{HF}(\text{конц.}) = \text{Na}(\text{HF}_2)$,
 $\text{NaF} + n\text{HF}_{(\text{ж})} = \text{NaF} \cdot n\text{HF} \downarrow$, точнее $\text{Na}[\text{F}(\text{HF})_n]$ (n = 1 ÷ 4).
3. $2\text{NaF} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HF} \uparrow$ (кип.).
4. $\text{NaF} + \text{LiOH}(\text{насыщ.}) = \text{NaOH} + \text{LiF} \downarrow$.
5. $2\text{NaF}(\text{конц.}) + \text{H}_2[\text{SiF}_6] = \text{Na}_2[\text{SiF}_6] \downarrow + 2\text{HF}$.
6. $3\text{NaF}(\text{конц.}) + \text{AlF}_3 = \text{Na}_3[\text{AlF}_6] \downarrow$.
7. $\text{NaF}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na} \downarrow (\text{катод}) + \text{F}_2 \uparrow (\text{анод})$.

35. Na(HF₂) — ГИДРОДИФТОРИД НАТРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Устойчив в сухом воздухе. Умеренно растворяется в воде, анион частично разлагается и за счет протолиза HF создает кислотную среду. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, нейтрализуется щелочами. Получение см. 28⁷, 29⁶, 34².

$$M_r = 61,99; \quad d = 2,08; \quad k_s = 3,25^{(20)}, 7,5^{(90)}.$$

1. $\text{Na}(\text{HF}_2) = \text{NaF} + \text{HF}$ (270–400° С).
2. $\text{Na}(\text{HF}_2)(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HF}_2^-$,
 $\text{HF}_2^- \rightleftharpoons \text{HF} + \text{F}^-$, $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_k = 3,18$.
3. $2\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{HF} \uparrow$ (кип.).
4. $\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{NaOH}(\text{конц.}) = 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{CaF}_2 \downarrow$.

36. NaCl — ХЛОРИД НАТРИЯ

Поваренная соль, галит. Белый, слабогигроскопичный, гигроскопичность резко повышается в присутствии естественных примесей, например солей магния. Плавится и кипит без разложения. Умеренно растворяется в воде (гидролиза нет); растворимость мало зависит от температуры, но сильно снижается в присутствии HCl, NaOH, хлоридов металлов. Растворяется

в жидком аммиаке. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Главная составная часть природных залежей каменной соли, сильвинита, рапы соляных озер. Получение см. 23², 7, 28³, 26, 26⁴, 32⁸.

$$M_r = 58,44; \quad d = 2,165; \quad t_{пл} = 800,8^\circ \text{ C};$$

$$t_{кип} = 1465^\circ \text{ C}; \quad k_s = 35,9^{(20)}, 38,1^{(80)}.$$

1. $\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{NaCl}(\text{насыщ.}) + 2\text{H}_2\text{O}$ (до $+0,15^\circ \text{ C}$),
 $\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн., в сухом воздухе).
2. $\text{NaCl}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $\text{NaCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ (до 50° C).
 $2\text{NaCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ (кип.).
4. $\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ ($450-800^\circ \text{ C}$).
5. $2\text{NaCl}_{(т)} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{PbO}_2 = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
(комн.),
 $2\text{NaCl}_{(т)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
(100° C).
6. $10\text{NaCl}_{(т)} + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_{4(т)} = 5\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{MnSO}_4 +$
 $+ 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{NaCl}(\text{насыщ.}) + \text{AgNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{NaNO}_2 + \text{AgCl} \downarrow$,
 $\text{NaCl}(\text{разб.}) + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$.
8. $\text{NaCl}(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$.
9. $\text{NaCl} + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{AlCl}_4]$ (до 300° C).
10. $2\text{NaCl}_{(ж)} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow(\text{анод})$.
11. $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 \uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow(\text{анод}) + 2\text{NaOH}$,
 $2\text{NaCl} \xrightarrow[\text{(на Нг-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Na}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow(\text{анод})$.

37. NaBr — БРОМИД НАТРИЯ

Белый. Плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Восстановитель. Получение см. 23⁷, 28¹³, 38⁶.

$$M_r = 102,89; \quad d = 3,211; \quad t_{пл} = 755^\circ \text{ C}; \quad k_s = 90,8^{(20)}, 118,3^{(80)}.$$

1. $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 51° C , вак.).
2. $\text{NaBr}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{Br}^-$ (рН 7).
3. $2\text{NaBr}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4(10-50\%, \text{хол.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$,
 $2\text{NaBr}_{(т)} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(> 50\%-\text{я, гор.}) = 2\text{NaHSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{NaBr}(\text{гор.}) + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2 \uparrow$.
5. $5\text{NaBr} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{NaBrO}_3 = 3\text{Br}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{кип.})$.
6. $\text{NaBr} + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2 \uparrow(\text{катод}) + \text{NaBrO}_3(\text{анод})$.

38. NaI — ИОДИД НАТРИЯ

Белый, при хранении на свету желтеет из-за окисления. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Типичный восстановитель. Получение см. 23⁷, 28^{14, 27}, 524⁷.

$$M_r = 149,90; \quad d = 3,667; \quad t_{пл} = 661^\circ \text{ C}; \quad k_s = 179,3^{(20)}, 296^{(80)}.$$

1. $2\text{NaI} = 2\text{Na} + \text{I}_2$ (выше 1400° C).
2. $\text{NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaI} + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше $68,9^\circ \text{ C}$, вак.).
3. $\text{NaI}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{I}^-$ (pH 7).
4. $8\text{NaI}_{(т)} + 9\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{NaHSO}_4$ ($30\text{--}50^\circ \text{ C}$),
 $2\text{NaI}_{(т)} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ (кип., примесь HIO_3).
5. $6\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 4\text{NaOH} + 2\text{Na}[\text{I}(\text{I}_2)]$ (комн. на свету),
 $4\text{NaI} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{O}_2 = 2\text{I}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн. на свету).
6. $2\text{NaI}(\text{хол.}) + \text{E}_2 = 2\text{NaE} + \text{I}_2\downarrow$ ($\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}$).
 $\text{NaI}(\text{гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2 = \text{NaIO}_3 + 6\text{HCl}$.
7. $\text{NaI} + 4\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]\text{I} \rightleftharpoons [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^+ + \text{I}^-$.
8. $2\text{NaI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = 2\text{NaHSO}_4 + \text{I}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{NaI} + 4\text{NaOH} + 4\text{NaNO}_3 = \text{Na}_5\text{IO}_6 + 4\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ($300\text{--}330^\circ \text{ C}$).
10. $\text{NaI} + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{NaIO}_3(\text{анод})$.

39. Na₂S — СУЛЬФИД НАТРИЯ

Белый, плавится без разложения, термически устойчивый. Безводный порошкообразный Na₂S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноактивный; во влажном состоянии окисляется O₂ воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 23⁸, 32⁵, 413⁶.

$$M_r = 78,05; \quad d = 1,86; \quad t_{пл} = 1180^\circ \text{ C}; \quad k_s = 18,6^{(20)}, 49,2^{(80)}.$$

1. $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$ ($15\text{--}35^\circ \text{ C}$, над конц. H_2SO_4 , P_4O_{10}).
2. $\text{Na}_2\text{S}(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{H}_2\text{O}]_4^+ + \text{S}^{2-}$,
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1,09$.
3. $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
4. $\text{Na}_2\text{S} + 3\text{H} + 2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{NaHSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{NaNO}_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2\text{S}_{(р)} \xrightarrow[\text{--NaOH}]{\text{O}_2(\text{воздух}), \tau} \text{S}(\text{коллоид}), \text{Na}_2(\text{S}_n), \text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$.
6. $\text{Na}_2\text{S}_{(т)} + 2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4$ (выше 400° C).
7. $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{NaHS}$.

8. $\text{Na}_2\text{S}_{(p)} + (n-1)\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_n)$ [кип.],
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_2)$ (600° C),
 $\text{Na}_2\text{S} + 3\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_4)$ (400° C),
 $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_5)$ (200° C).
9. $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$ (1200° C).
10. $\text{Na}_2\text{S}(\text{разб.}) + \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{разб.}) + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} + \text{NaI}$.
11. $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.

40. NaHS — ГИДРОСУЛЬФИД НАТРИЯ

Белый, в жидком состоянии — черный. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по аниону). Разлагается в кипящем растворе. Нейтрализуется щелочами (в отличие от NH_4HS). Присоединяет серу. Типичный восстановитель, окисляется кислородом воздуха. Получение см. 23¹¹, 39⁷, 413^{6, 12, 22}.

$$M_r = 56,06; \quad d = 1,79; \quad t_{\text{пл}} = 350^\circ \text{ C}; \quad k_s = 75,5^{(20)}.$$

1. $\text{NaHS} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ (450–500° C).
2. $\text{NaHS} \cdot n\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{NaHS}(\text{насыщ.}) + n\text{H}_2\text{O}$ (комн., $n \geq 3$).
3. $\text{NaHS}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HS}^-$,
 $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7,02$.
4. $2\text{NaHS}_{(p)} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ (кип.).
5. $\text{NaHS} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$,
 $\text{NaHS} + 3\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{S} \downarrow + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{NaHS} + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
7. $2n\text{NaHS}_{(т)} + (n-1)\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + (2n-4)\text{NaOH} + 2\text{Na}_2(\text{S}_n)$ [100–250° C].
8. $\text{NaHS}(\text{насыщ., гор.}) + \text{NaOH} + (n-1)\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{H}_2\text{O}$.

41. $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ — ПОЛИСУЛЬФИДЫ(2–) НАТРИЯ

Смесь $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ [$n = 2, 4, 5$] имеет желто-бурую окраску, $\text{Na}_2(\text{S}_2)$ — желтого цвета. Все $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ — весьма твердые, плавятся без разложения, расплавы — коричневые подвижные жидкости. Термическая устойчивость понижается при возрастании n . Хорошо растворяются в воде, гидролизуются (по аниону) значительно слабее, чем Na_2S . Водный раствор имеет желтую окраску. Окисляются на воздухе. Реагируют с кислотами, сильными восстановителями. Получение смеси $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ см. 23⁸, 39⁸, индивидуальных $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ — 39⁸.

$$\begin{array}{lll} \text{Na}_2(\text{S}_2) : & M_r = 110,11; & t_{\text{пл}} = 490^\circ \text{ C}. \\ \text{Na}_2(\text{S}_4) : & M_r = 174,24; & d = 2,08; \quad t_{\text{пл}} = 286^\circ \text{ C}. \\ \text{Na}_2(\text{S}_5) : & M_r = 206,31; & d = 2,08; \quad t_{\text{пл}} = 253^\circ \text{ C}. \end{array}$$

1. $\text{Na}_2(\text{S}_n) = \text{Na}_2\text{S} + (n-1)\text{S}$ (выше 600° C).

2. $\text{Na}_2(\text{S}_n)[\text{разб.}] + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{S}_n^{2-},$
 $\text{S}_n^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}_n^- + \text{OH}^-; pK_o = 7,70 \ (n=4); 8,30 \ (n=5).$
3. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-1)\text{S}\downarrow$ (комн.),
 $\text{Na}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}_n$ (-15°C).
4. $2\text{Na}_2(\text{S}_n) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{O}_2 = n\text{S}(\text{коллоид}) + 4\text{NaOH}$ (на свету),
 $2\text{Na}_2(\text{S}_n)(\text{насыщ. гор.}) + 3\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} + (2n-4)\text{S}\downarrow.$
5. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-2)\text{S}\downarrow$ (комн.).
6. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{SnS}_2 = \text{Na}_2[\text{SnS}_3] + (n-1)\text{S}\downarrow,$
 $3\text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{As}_2\text{S}_3 = 2\text{Na}_3[\text{AsS}_4] + (3n-5)\text{S}\downarrow.$
7. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + (n-1)\text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + 3(n-1)\text{NaOH} = n\text{Na}_2\text{S} + (n-1)\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6].$

42. NaNH₂ — АМИД НАТРИЯ

Белый. Плавится без разложения, легко возгоняется, при дальнейшем нагревании разлагается. На воздухе окисляется и желтеет (продукты неизвестны). Плохо растворяется в жидком аммиаке. Полностью гидролизует в воде, реагирует с кислотами. Получение см. 23¹³, 24¹², 294⁵.

$$M_r = 39,01; \quad d = 1,39; \quad t_{\text{пл}} = 210^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 400^\circ \text{C}.$$

1. $6\text{NaNH}_2 = 6\text{Na} + 4\text{NH}_3 + \text{N}_2$ (500–600° C).
2. $\text{NaNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{NaOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O},$
 $\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{NaPH} + \text{NH}_3\uparrow.$
3. $\text{NaNH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{NH}_4\text{Cl}.$
4. $2\text{NaNH}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{NaN}_3 + \text{NaNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $\text{NaNH}_2 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{NaCN} + \text{H}_2$ (500–600° C).
6. $\text{NaNH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} = 2\text{NH}_3 + \text{NaCl}$ (-40°C , в жидк. NH₃).

КАЛИЙ

43. К — КАЛИЙ

Щелочной металл. Серебристо-белый (в тонком слое с фиолетовым оттенком), мягкий, низкоплавкий. Сине-зеленый пар калия состоит из атомов К (преобладают) и молекул К₂. Химически растворяется в жидком аммиаке (темно-синий раствор), расплаве гидроксида калия. Чрезвычайно реакционноспособный, сильнейший восстановитель; реагирует с О₂ воздуха, водой (идет воспламенение выделяющегося Н₂), разбавленными кислотами, неметаллами, аммиаком, сероводородом. Практически не реагирует с азотом (в отличие от Li и Na). Хорошо сохраняется под слоем бензина или керосина. С ртутью образует амальгаму. Не сплавляется с Li, Mg, Zn, Cd, Al и Ga. Образует интерметаллиды с Na, Tl, Sn, Pb и Bi. Окрашивает пламя газовой горелки в фиолетовый цвет. Пятый по распространенности в природе металл. Получение см. 44¹, 49²⁵, 57^{6, 7}, 760¹³, 761²².

$$M_r = 39,098; \quad d_{(r)} = 0,8629; \quad d_{(ж)} = 0,83^{(64)};$$

$$t_{пл} = 63,51^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 760^\circ \text{ C}.$$

1. $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$.
2. $2K + 2HCl(\text{разб.}) = 2KCl + H_2\uparrow$.
3. $8K + 6H_2SO_4(\text{разб.}) = 4K_2SO_4 + SO_2 + S\downarrow + 6H_2O$ (примесь H_2S),
 $21K + 26HNO_3(\text{разб.}) = 21KNO_3 + NO\uparrow + N_2O\uparrow + N_2\uparrow + 13H_2O$.
4. $2K + 2KOH = 2K_2O + H_2$ (450° C).
5. $2K + H_2 = 2KH$ (200–350° C).
6. $K + O_2(\text{воздух}) = KO_2$ (сгорание, примесь K_2O_2),
 $K \xrightarrow{O_2} K_2O_2\downarrow \xrightarrow{O_2, \tau} KO_2\downarrow$ (–50° C, в жидк. NH_3).
7. $4K + O_2 + 2H_2O = 4KOH$.
8. $2K + E_2 = 2KE$ (комн., $E = F, Cl, Br, I$).
9. $2K + E = K_2E$ (100–200° C; $E = S, Se, Te$).
10. $3K + P(\text{красн.}) = K_3P(\text{зел.})$ [200° C, в атмосфере Ar].
11. $2K + 2H_2S(\text{насыщ.}) = 2KHS\downarrow + H_2\uparrow$ (в бензоле).
12. $2K + 2NH_{3(r)} = 2KNH_2 + H_2$ (65–105° C).
13. $K + 6NH_{3(ж)} = [K(NH_3)_6](\text{т.-син.})$ [–50° C],
 $[K(NH_3)_6] + nNH_{3(ж)} \rightleftharpoons [K(NH_3)_6] + e^- \cdot nNH_3$.

44. КН — ГИДРИД КАЛИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом, хлором. Получение см. 43⁵.

$$M_r = 40,11; \quad d = 1,43; \quad t_{пл} \approx 400^\circ \text{ C } (p).$$

1. $2KH = 2K + H_2$ (400° C, вак.).
2. $KH + H_2O = KOH + H_2\uparrow$.
3. $KH + HCl(\text{разб.}) = KCl + H_2\uparrow$.
4. $2KH + O_2 = 2KOH$ (выше 200° C).
5. $KH + Cl_2 = KCl + HCl$ (400–450° C).
6. $KH + CO_2 = K(HCOO)$ [до 150° C, p].
7. $4KH + 3SiO_2 = 2K_2SiO_3 + Si + 2H_2$ (500° C).
8. $KH + NH_{3(r)} = KNH_2 + H_2$ (300° C).

45. K_2O — ОКСИД КАЛИЯ

Белый, термически устойчивый. Проявляет основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 43⁴, 47^{1, 12}, 49¹¹, 50¹.

$$M_r = 94,20; \quad d = 2,33; \quad t_{пл} = 740^\circ \text{ C } (p).$$

1. $2\text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{K}$ (350–430° C).
2. $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$.
3. $\text{K}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3$ (400° C).
5. $\text{K}_2 + 2\text{NO}_2 = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3$ (150–200° C).
6. $\text{K}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{KAlO}_2$ (1000° C).
7. $\text{K}_2\text{O} + \text{NH}_{3(\text{ж})} \xrightarrow{\tau} \text{KNH}_2\downarrow + \text{KOH}$ (–50° C).

46. K_2O_2 — ПЕРОКСИД КАЛИЯ

Белый (с примесью KO_2 — светло-желтый). При нагревании на воздухе желтеет и разлагается, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{K}^+)_2(\text{O}_2^{2-})$. Чувствителен к CO_2 воздуха. Полностью разлагается водой, кислотами, реагирует с металлами и неметаллами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 43⁶, 47¹, 49²⁴.

$$M_r = 110, 19; \quad d = 2, 40; \quad t_{\text{пл}} = 545^\circ \text{ C } (p).$$

1. $2\text{K}_2\text{O}_2 = 2\text{K}_2\text{O} + \text{O}_2$ (выше 500° C).
2. $\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2$,
 $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{KOH} + \text{O}_2$.
3. $\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2$.
4. $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) = 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$.
5. $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{O}_2(\text{воздух}) = 2\text{KO}_2$ (комн.).
6. $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$, $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{K}_2\text{CO}_3$ (комн.).
7. $2\text{K}_2\text{O}_2 + \text{C}(\text{графит}) = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{O}$ (100° C).
8. $5\text{K}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

47. KO_2 — НАДПЕРОКСИД КАЛИЯ

Оранжево-желтый, при нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением. Имеет ионное строение $(\text{K}^+)(\text{O}_2^-)$. Реагирует с водой, кислотами, моно- и диоксидом углерода, озоном, калием, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 43⁶.

$$M_r = 71, 10; \quad d = 2, 158; \quad t_{\text{пл}} = 535^\circ \text{ C } (p).$$

1. $\text{KO}_2 \xrightarrow[\text{–O}_2]{290^\circ \text{ C, вак.}} \text{K}_2\text{O}_2 \xrightarrow[\text{–O}_2]{530^\circ \text{ C}} \text{K}_2\text{O}$.
2. $2\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{KHO}_2(\text{p}) + \text{O}_2\uparrow$ (0° C),
 $2\text{KHO}_2(\text{p}) \xrightarrow{\tau} 2\text{KOH} + \text{O}_2\uparrow$ (комн.).
3. $4\text{KO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{KOH} + 3\text{O}_2\uparrow$.
4. $2\text{KO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$.
5. $2\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
6. $\text{KO}_2 + \text{O}_3 = \text{KO}_3 + \text{O}_2$ (до 0° C, в жидк. CCl_2F_2).

7. $2\text{K}_2\text{O}_2 + \text{S} = \text{K}_2\text{SO}_4$ (130–140° C),
 $2\text{K}_2\text{O}_2 + \text{SO}_2 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2$ (100° C).
8. $4\text{K}_2\text{O}_2 + 3\text{C}(\text{графит}) = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$ (30° C).
9. $4\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2(\text{влажн.}) = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн.).
10. $2\text{K}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (50° C).
11. $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{NO}_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{O}_2$ (70° C).
12. $\text{K}_2\text{O}_2 + 3\text{K} = 2\text{K}_2\text{O}$ (700° C, *p*).
13. $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{\tau} 2\text{KOH} + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.).

48. KO_3 — ОЗОНИД КАЛИЯ

Оранжево-красный. Устойчив на холоду, разлагается при слабом нагревании. Имеет ионное строение $(\text{K}^+)(\text{O}_3^-)$. Хорошо растворяется в жидком аммиаке, частично реагирует с ним. Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 47⁶, 49¹⁰.

$$M_r = 87, 10; \quad d = 1, 99.$$

1. $2\text{KO}_3 = 2\text{KO}_2 + \text{O}_2$ (20–60° C).
2. $4\text{KO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + 5\text{O}_2\uparrow$ (примесь радикалов OH^0).
3. $4\text{KO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 4\text{KCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{KO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{KCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{KO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влага}) + 3\text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{KHCO}_3 + 5\text{O}_2$ (комн.).
5. $6\text{KO}_3 + 5\text{S} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (50° C).
6. $\text{KO}_3 + \text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{O}_3 + \text{KNH}_2$ (–50° C).

49. KOH — ГИДРОКСИД КАЛИЯ

Едкое кали. Белый, весьма гигроскопичный, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде с сильным экзо-эффектом, создает сильнощелочную среду. Проявляет свойства основных гидроксидов (относится к щелочам), нейтрализуется кислотами, реагирует с оксидами неметаллов, амфотерными оксидами и гидроксидами. Энергично поглощает из воздуха влагу и CO_2 . Реагирует с неметаллами, металлами. Получение см. 43¹, 7, 50¹⁰, 57⁷.

$$M_r = 56, 11; \quad d = 2, 044; \quad t_{\text{пл}} = 404^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1324^\circ \text{ C}; \quad k_s = 112, 4^{(20)}, 162, 5^{(80)}.$$

1. $\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ (33–40° C, вак.),
 $\text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ (500° C, вак.).
2. $\text{KOH}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{KOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{KOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

5. $\text{KOH(разб.)} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O},$
 $2\text{KOH(разб.)} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$
 $3\text{KOH(разб.)} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}.$
6. $\text{KOH(разб.)} + \text{HF(разб.)} = \text{KF} + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{KOH(конц.)} + 2\text{HF(конц.)} = \text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O}.$
7. $\text{KOH(конц.)} + \text{HCN} = \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}.$
8. $2\text{KOH(конц., хол.)} + \text{E}_2 = \text{KEO} + \text{KE} + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{E} = \text{Cl, Br, I}),$
 $6\text{KOH(конц., гор.)} + 3\text{E}_2 = \text{KEO}_3 + 5\text{KE} + 3\text{H}_2\text{O}.$
9. $12\text{KOH(конц., гор.)} + 5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{KBrO}_3 + 10\text{KCl} + 6\text{H}_2\text{O}.$
10. $4\text{KOH} + 4\text{O}_3 = 4\text{KO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{до } 20^\circ \text{ C}).$
11. $2\text{KOH} + 2\text{K} = 2\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2 \quad (400\text{--}450^\circ \text{ C}).$
12. $2(\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) + 2\text{Al} = 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (400\text{--}500^\circ \text{ C}),$
 $2\text{KOH(конц.)} + 6\text{H}_2\text{O(гор.)} + 2\text{Al} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow.$
13. $2\text{KOH(конц.)} + \text{EO}_2 = \text{K}_2\text{EO}_3 + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{E} = \text{C, S}),$
 $\text{KOH} + \text{EO}_2 = \text{KHEO}_3\downarrow \quad (\text{в этаноле}).$
14. $6\text{KOH(конц.)} + 5\text{SiO}_2 = \text{K}_4\text{SiO}_4(\text{p}) + \text{K}_2\text{Si}_4\text{O}_9\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}.$
15. $4\text{KOH} + 6\text{NO} = 4\text{KNO}_2 + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (400^\circ \text{ C}).$
16. $2\text{KOH(разб.)} + 2\text{NO}_2 = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
17. $2\text{KOH(хол.)} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O},$
 $4\text{KOH(гор.)} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}.$
18. $2\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (900\text{--}1100^\circ \text{ C}).$
 $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (1000^\circ \text{ C}).$
19. $2\text{KOH(конц., гор.)} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4],$
 $\text{KOH(конц.)} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4].$
20. $\text{KOH(конц.)} + \text{NH}_4\text{Cl(конц.)} = \text{KCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип}).$
21. $2\text{KOH} + \text{FeI}_2 = 2\text{KI} + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow \quad (\text{в атмосфере } \text{N}_2),$
 $2\text{KOH(разб.)} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3.$
22. $3\text{KOH(разб.)} + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl},$
 $4\text{KOH(конц.)} + \text{AlCl}_3 = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{KCl}.$
23. $6\text{KOH(конц.)} + 2\text{H}_2\text{S} + 4\text{SO}_2 = 3\text{K}_2\text{SO}_3\text{S} + 5\text{H}_2\text{O}.$
24. $\text{KOH} + (2\text{--}4)\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} \text{K}_2\text{O}_2 \cdot (2\text{--}4)\text{H}_2\text{O}_2\downarrow \quad (0^\circ \text{ C}),$
 $\text{K}_2\text{O}_2 \cdot (2\text{--}4)\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\tau} \text{K}_2\text{O}_2 + (2\text{--}4)\text{H}_2\text{O}_2 \quad (\text{над конц. } \text{H}_2\text{SO}_4).$
25. $4\text{KOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{K}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{O}.$

50. K_2CO_3 — КАРБОНАТ КАЛИЯ

Поташ. Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Реагирует с кислотами, неметаллами, оксидами неметаллов. Вступает в реакции обмена. Получение см. 47⁸, 10, 14, 49¹³, 51¹, 4, 53⁸.

$$M_r = 138, 20; \quad d = 2, 428; \quad t_{\text{пл}} = 891^\circ \text{ C};$$

$$k_s = 111, 0^{(20)}, 139, 2^{(80)}.$$

1. $\text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (выше 1200°C).
2. $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{CO}_3 + 1,5\text{H}_2\text{O}$ ($100\text{--}150^\circ \text{C}$, вак.).
3. $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 3,67$.
4. $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + 2\text{HClO}_4(\text{конц., хол.}) = 2\text{KClO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
6. $3\text{K}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2\uparrow$.
7. $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = 2\text{KF} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$,
 $\text{K}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = 2\text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
8. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{KHCO}_3$ ($30\text{--}40^\circ \text{C}$).
9. $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 = 2\text{KHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.
10. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{KOH}$.
11. $3\text{K}_2\text{CO}_3(\text{конц., гор.}) + 3\text{E}_2 = 5\text{KE} + \text{KEO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$ ($\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).
12. $3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{AlCl}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{KCl}$.
13. $3\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{FeBr}_3 = 6\text{KBr} + 2\text{FeO}(\text{OH})\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
14. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{BaS}_2\text{O}_6 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{BaCO}_3\downarrow$.
15. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{KCN} + \text{CaCO}_3$ (900°C).
16. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} = 2\text{KOCN} + 2\text{H}_2\text{O}$ (40°C).

51. KHCO_3 — ГИДРОКАРБОНАТ КАЛИЯ

Кальцинит. Белый, при умеренном нагревании разлагается без плавления. Устойчив на воздухе. Имеет строение $(\text{K}^+)_2(\text{HCO}_3)_2^{2-}$. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается кислотами, нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 49^{13} , 50^8 .

$$M_r = 100, 11; \quad d = 2, 17; \quad k_s = 33, 3^{(20)}, 68, 3^{(70)}.$$

1. $2\text{KHCO}_3 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ($100\text{--}400^\circ \text{C}$).
2. $\text{KHCO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{HCO}_3^-$,
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7, 63$.
3. $\text{KHCO}_3 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{KHCO}_3 + \text{KOH}(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $6\text{KHCO}_3(\text{конц.}) + 3\text{Cl}_2 = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl}\downarrow + 6\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{KHCO}_3 + \text{SO}_2 = \text{KHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.
7. $4\text{KHCO}_3 + 2\text{CuSO}_4 = \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).

52. KNO_3 — НИТРАТ КАЛИЯ

Калийная (индийская) селитра. Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Устойчив на воздухе. Хорошо растворяется в воде с высоким эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 47^{11} , 49^3 , 17 , 304^7 , 8 .

$$M_r = 101, 10; \quad d = 2, 109; \quad t_{\text{пл}} = 334, 5^\circ \text{C}; \quad k_s = 31, 6^{(20)}, 168, 8^{(80)}.$$

1. $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ (400–520° C).
2. $\text{KNO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_3^-$ (pH 7).
3. $\text{KNO}_3(\text{насыщ.}) + (1-2)\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{KNO}_3 \cdot (1-2)\text{HNO}_3\downarrow$ (комн.).
4. $\text{KNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{KNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Al, конц. KOH}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{KOH}$ (кип.).
5. $2\text{KNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (230–300° C).
6. $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{HNO}_3\uparrow + \text{KHSO}_4$ (вак.).
7. $2\text{KNO}_3 + 3\text{C}(\text{графит}) + \text{S} = \text{N}_2 + 3\text{CO}_2 + \text{K}_2\text{S}$ (сгорание «черного пороха»).
8. $6\text{KNO}_3 + 10\text{Al} = 6\text{KAlO}_2 + 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{N}_2$ (400° C).
9. $\text{KNO}_3 + \text{Pb} = \text{KNO}_2 + \text{PbO}$ (350–400° C),
 $\text{KNO}_3(\text{конц.}) + \text{Pb}(\text{губка}) + \text{H}_2\text{O} = \text{KNO}_2 + \text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow$.
10. $3\text{KNO}_3 + 2\text{KOH} + \text{Fe} = \text{K}_2\text{FeO}_4 + 3\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (400–420° C).

53. K_2SO_4 — СУЛЬФАТ КАЛИЯ

Арканит. Белый, термически устойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Восстанавливается водородом, углеродом. Получение см. 47⁷, 49⁴, 54^{1, 3, 4}, 57², 60⁶, 427¹.

$$M_r = 174, 26; \quad d = 2, 662; \quad t_{\text{пл}} = 1074^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} > 2000^\circ \text{ C}; \quad k_s = 11, 1^{(20)}, 21, 4^{(80)}.$$

1. $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (pH 7).
2. $\text{K}_2\text{SO}_{4(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{KHSO}_4$.
3. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$.
4. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KX}$ (X = Cl[−], OH[−]).
5. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaS}_2\text{O}_6 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{BaSO}_4\downarrow$.
6. $\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{K}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (600° C, кат. Fe₂O₃).
7. $\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{C}(\text{кокс}) = \text{K}_2\text{S} + 4\text{CO}$ (900° C).
8. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO} = \text{K}(\text{HCOO}) + \text{CaSO}_4$ (200° C, p),
 $2\text{K}(\text{HCOO}) + \text{O}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (700° C).

54. KHSO_4 — ГИДРОСУЛЬФАТ КАЛИЯ

Меркалит. Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет полного протолиза иона HSO_4^- . Кристаллогидратов не образует. Нейтрализуется щелочами. Реагирует с пероксидом водорода. Получение см. 49⁴, 53², 57².

$$M_r = 136, 17; \quad d = 2, 322; \quad t_{\text{пл}} = 218, 6^\circ \text{ C}; \quad k_s = 51, 4^{(20)}, 121, 6^{(80)}.$$

1. $2\text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (240° C),
 $2\text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (320–340° C).

2. $\text{KHSO}_4(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{HSO}_4^-$, $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
(разбавление водой).
3. $\text{KHSO}_4 + \text{KOH}(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{KHSO}_4 + \text{KCl} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (450–700° C).
5. $\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{KHSO}_3(\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O}$ (0° C).
6. $2\text{KHSO}_4 + \text{TiO}_2 = \text{Ti}(\text{SO}_4)\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (300° C).
7. $6\text{KHSO}_4 + \text{M}_2\text{O}_3 = \text{M}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (300–500° C; M = Al, Cr).
8. $2\text{KHSO}_4(\text{насыщ.}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)(\text{анод})$ (0–7° C).

55. KF — ФТОРИД КАЛИЯ

Кароббиит. Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону). Разлагается кислотами. Получение см. 43⁸, 49⁶, 50⁷, 56^{1, 7}.

$$M_r = 58, 10; \quad d = 2, 48; \quad t_{\text{пл}} = 857^\circ \text{ C};$$

$$k_s = 94, 2^{(20)}, 150, 1^{(80)}.$$

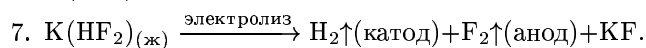
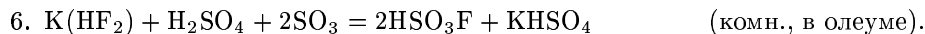
1. $\text{KF} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{KF} + 2\text{H}_2\text{O}$ (350° C).
2. $\text{KF}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{F}^-$,
 $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$; $pK_0 = 10, 82$.
3. $\text{KF} + \text{HF}(\text{конц.}) = \text{K}(\text{HF}_2)$,
 $\text{KF} + n\text{HF}_{(\text{ж})} = \text{KF} \cdot n\text{HF}\downarrow$, точнее $\text{K}[\text{F}(\text{HF})_n]$ (n = 1 ÷ 4).
4. $2\text{KF} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HF}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{KF} + \text{LiOH}(\text{насыщ.}) = \text{KOH} + \text{LiF}\downarrow$.
6. $2\text{KF}(\text{конц.}) + \text{H}_2[\text{SiF}_6] = \text{K}_2[\text{SiF}_6]\downarrow + 2\text{HF}$.
7. $\text{KF} + \text{SO}_{2(\text{ж})} = \text{KSO}_2\text{F}$.
8. $\text{KF}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{K}\downarrow(\text{катод}) + \text{F}_2\uparrow(\text{анод})$.

56. K(HF₂) — ГИДРОДИФТОРИД КАЛИЯ

Белый, устойчив в сухом воздухе и в вакууме. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, анион частично разлагается и за счет протолиза HF создает кислотную среду. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, нейтрализуется щелочами. Получение см. 49⁶, 50⁷, 55³.

$$M_r = 78, 10; \quad d = 2, 37; \quad t_{\text{пл}} = 238, 7^\circ \text{ C}; \quad k_s = 39, 2^{(20)}, 114^{(80)}.$$

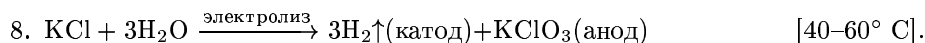
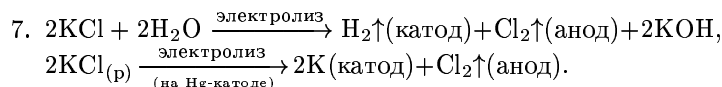
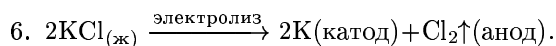
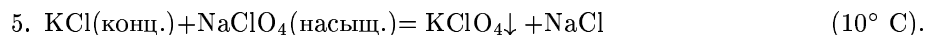
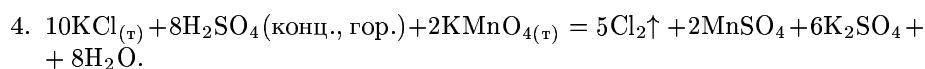
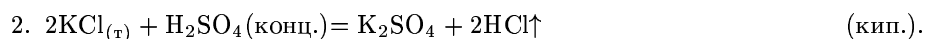
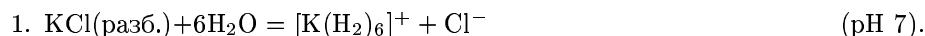
1. $\text{K}(\text{HF}_2) = \text{KF} + \text{HF}$ (310–400° C).
2. $\text{K}(\text{HF}_2)(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{HF}_2^-$,
 $\text{HF}_2^- \rightleftharpoons \text{HF} + \text{F}^-$, $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 3, 18$.
3. $2\text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{HF}\uparrow$ (кип.).
4. $\text{K}(\text{HF}_2) + \text{KOH}(\text{конц.}) = 2\text{KF} + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{K}(\text{HF}_2) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{CaF}_2\downarrow$.



57. KCl — ХЛОРИД КАЛИЯ

Сильвин. Белый, плавится и кипит без разложения. Умеренно растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Плохо растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте, жидком аммиаке. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Главная составляющая часть (наравне с NaCl) природных залежей сильвинита. Получение см. 43^{2, 8}, 49^{3, 20}, 50⁴, 53⁴.

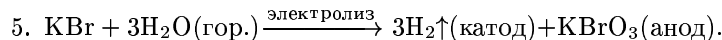
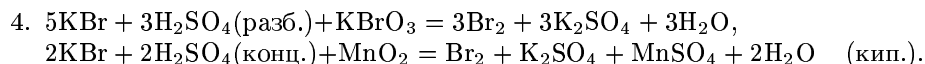
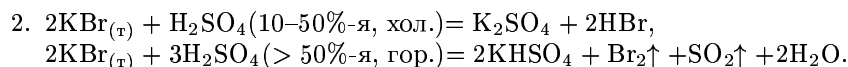
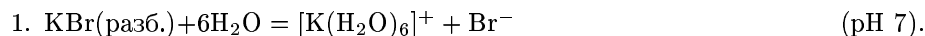
$$M_r = 74,55; d = 1,984; t_{\text{пл}} = 770^\circ \text{ C}; t_{\text{кип}} = 1430^\circ \text{ C}; k_s = 34,4^{(20)}, 51,1^{(80)}.$$



58. KBr — БРОМИД КАЛИЯ

Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Не растворяется в концентрированной бромоводородной кислоте. Восстановитель. Получение см. 43⁸, 59⁴, 512¹.

$$M_r = 119,00; d = 2,75; t_{\text{пл}} = 734^\circ \text{ C}; k_s = 65,2^{(20)}, 94,6^{(80)}.$$



59. KI — ИОДИД КАЛИЯ

Белый, при хранении на свету желтеет. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Типичный восстановитель. Водный раствор KI химически растворяет иод за счет комплексобразования. Получение см. 43⁸, 49²¹, 525⁴, 5.

$$M_r = 166,00; \quad d = 3,115; \quad t_{пл} = 681^\circ \text{ C}; \quad k_s = 144,5^{(20)}, 190,7^{(80)}.$$

1. $KI(\text{разб.}) + 6H_2O = [K(H_2O)_6]^+ + I^-$ (рН 7).
2. $8KI_{(т)} + 9H_2SO_4(\text{конц.}) = 4I_2\downarrow + H_2S\uparrow + 4H_2O + 8KHSO_4$ (30–50° C).
3. $KI + 2H_2O + O_2 \xrightarrow{\tau} 4KOH + I_2\downarrow + K[I(I_2)]$ (комн., на свету),
 $4KI + 4HCl(\text{разб.}) + O_2 = 2I_2\downarrow + 4KCl + 2H_2O$ (комн., на свету).
4. $2KI + E_2 = 2KE + I_2\downarrow$ (E = Cl, Br).
5. $KI + 3H_2O + 3Cl_{2(г)} = HIO_3 + KCl + 5HCl$,
 $KI(\text{конц.}) + 6KOH(\text{конц.}) + 3Cl_{2(г)} = KIO_3\downarrow + 6KCl + 3H_2O$.
6. $KI_{(р)} + I_2 = K[I(I_2)]_{(р)}$ (желт.).
7. $10KI + 8H_2SO_4(\text{разб.}) + 2KMnO_4 = 5I_2\downarrow + 2MnSO_4 + 8H_2O + 6K_2SO_4$,
 $6KI + 7H_2SO_4(\text{разб.}) + K_2Cr_2O_7 = Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2\downarrow + 7H_2O + 4K_2SO_4$.
8. $2KI + H_2SO_4(\text{разб.}) + H_2O_2 = I_2\downarrow + K_2SO_4 + 2H_2O$,
 $2KI + 2H_2SO_4(\text{разб.}) + 2KNO_2 = 2K_2SO_4 + I_2\downarrow + NO\uparrow + 2H_2O$.
9. $2KI + Fe_2(SO_4)_3 = I_2\downarrow + 2FeSO_4 + K_2SO_4$ (в разб. H_2SO_4).
10. $2KI + 2CuSO_4 + K_2SO_3 + H_2O = 2CuI\downarrow + 2K_2SO_4 + H_2SO_4$ (в темноте).
11. $KI + 3H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 3H_2\uparrow(\text{катод}) + KIO_3(\text{анод})$.

60. K₂S — СУЛЬФИД КАЛИЯ

Белый, плавится без разложения. Термически устойчивый. Безводный порошокобразный K₂S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный; во влажном состоянии окисляется кислородом воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 43⁹, 63⁶, 7.

$$M_r = 110,26; \quad d = 1,74; \quad t_{пл} = 912^\circ \text{ C}.$$

1. $K_2S \cdot 5H_2O = K_2S + 5H_2O$ (150° C).
2. $K_2S(\text{разб.}) + 12H_2O = 2[K(H_2O)_6] + S^{2-}$,
 $S^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$; $pK_0 = 1,09$.
3. $K_2S + 2HCl(\text{разб.}) = 2KCl + H_2S\uparrow$.
4. $K_2S + 3H_2SO_4(\text{конц.}) = 2KHSO_4 + SO_2\uparrow + S\downarrow + 2H_2O$.
5. $K_2S_{(р)} \xrightarrow[-KOH]{O_2 \text{ (воздух), } \tau} S \text{ (коллоид)}, K_2(S_n), K_2SO_3S$.
6. $K_2S_{(т)} + 2O_2 = K_2SO_4$ (выше 500° C).

7. $K_2S_{(p)} + (n-1)S = K_2(S_n)$ [кип.],
 $K_2S + S = K_2(S_2)$ [500° C],
 $K_2S + 2S = K_2(S_3)$ [кип. в этаноле],
 $K_2S + 3S = K_2(S_4)$ [250–300° C],
 $K_2S + 4S = K_2(S_5)$ [175–220° C].
8. $K_2S + H_2S(\text{насыщ.}) = 2KHS$.

61. $K_2(S_n)$ — ПОЛИСУЛЬФИДЫ(2-) КАЛИЯ

Смесь $K_2(S_n)$, ($n = 2 \div 6$) имеет желто-бурую окраску. Все $K_2(S_n)$ — весьма твердые, при плавлении образуют темно-коричневые подвижные жидкости. Термическая устойчивость понижается при возрастании n . Хорошо растворяются в воде, гидролизуются (по аниону) значительно слабее, чем K_2S ; раствор имеет желтую окраску. Окисляются на воздухе, разлагаются кислотами. Обладают окислительным действием. Получение смеси $K_2(S_n)$ см. 60⁵, ⁷, индивидуальных $K_2(S_n)$ ($n = 2 \div 5$) — 60⁷, $K_2(S_6)$ — 61⁷.

$$K_2(S_2) : \quad M_r = 142,33; \quad d = 1,973; \quad t_{пл} = 520^\circ \text{ C.}$$

$$K_2(S_3) : \quad M_r = 174,39; \quad d = 2,102; \quad t_{пл} = 292^\circ \text{ C.}$$

$$K_2(S_4) : \quad M_r = 206,46; \quad t_{пл} = 159^\circ \text{ C.}$$

$$K_2(S_5) : \quad M_r = 238,53; \quad d = 2,128; \quad t_{пл} = 211^\circ \text{ C.}$$

$$K_2(S_6) : \quad M_r = 270,59; \quad d = 2,02; \quad t_{пл} = 196^\circ \text{ C.}$$

- $K_2(S_n) = K_2S + (n-1)S$ (выше 600° C).
- $K_2(S_n)[\text{разб.}] + 12H_2O = 2[K(H_2O)_6]^+ + S_n^{2-}$,
 $S_n^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS_n^- + OH^-$; $pK_o = 7,70$ ($n = 4$), 8,30 ($n = 5$).
- $K_2(S_n) + 2HCl(\text{разб.}) = 2KCl + H_2S\uparrow + (n-1)S\downarrow$ (комн.),
 $K_2(S_n) + 2HCl(\text{конц.}) = 2KCl + H_2S_n$ (–15° C).
- $2K_2(S_n) + 2H_2O(\text{хол.}) + O_2 = nS(\text{коллоид}) + 4KOH$ (на свету),
 $2K_2(S_n)[\text{насыщ., гор.}] + 3O_2 = 2K_2SO_3S + (2n-4)S\downarrow$.
- $K_2(S_n) + H_2O + SO_2 = K_2SO_3S + H_2S\uparrow + (n-2)S\downarrow$ (комн.).
- $K_2(S_n) + SnS_2 = K_2[SnS_3] + (n-1)S\downarrow$,
 $3K_2(S_n) + As_2S_3 = 2K_3[AsS_4] + (3n-5)S\downarrow$.
- $K_2(S_5) + S = K_2(S_6)$ [120–180° C].

62. KNH_2 — АМИД КАЛИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. На воздухе окисляется и желтеет (продукты неизвестны). Мало растворяется в жидком аммиаке. Гидролизуетс водой, реагирует с кислотами. Получение см. 43¹², 44⁸, 45⁷.

$$M_r = 55,12; \quad t_{пл} = 338^\circ \text{ C.}$$

- $6KNH_2 = 6K + 4NH_3 + N_2$ (600–700° C).

2. $\text{KNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{KOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{KNH}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{KOH} + \text{NH}_3\uparrow$.
3. $\text{KNH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $2\text{KNH}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{KN}_3 + \text{KNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $\text{KNH}_2 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{KCN} + \text{H}_2$ (500–600° C).
6. $\text{KNH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} = 2\text{NH}_3 + \text{KCl}$ (–40° C, в жидк. NH_3).

РУБИДИЙ

63. Rb — РУБИДИЙ

Щелочной металл. Белый, мягкий, весьма низкоплавкий. Пар рубидия окрашен в зеленовато-синий цвет. Химически растворяется в жидком NH_3 (темно-синий раствор), расплаве RbOH . Чрезвычайно реакционноспособный; сильнейший восстановитель. Энергично реагирует с O_2 воздуха, водой (идет воспламенение металла и выделяющегося водорода), разбавленными кислотами, неметаллами, аммиаком, сероводородом. Не реагирует с азотом. Хорошо сохраняется лишь под слоем парафинового или вазелинового масла. С ртутью образует амальгаму. Окрашивает пламя газовой горелки в фиолетовый цвет. Получение см. 64¹, 65¹, 69⁶, 73⁷, 8.

$M_r = 85,468$; $d_{(т)} = 1,532$; $d_{(ж)} = 1,472^{(40)}$; $t_{пл} = 39,3^\circ \text{ C}$; $t_{кип} = 696^\circ \text{ C}$.

1. $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{RbOH} + \text{H}_2\uparrow$.
2. $2\text{Rb} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{RbCl} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $8\text{Rb} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., хол.}) = 4\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{S}\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (примесь H_2S).
4. $21\text{Rb} + 26\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) = 21\text{RbNO}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{N}_2\uparrow + 13\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{Rb} + 2\text{RbOH} = 2\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2$ (400° C).
6. $2\text{Rb} + \text{H}_2 = 2\text{RbH}$ (300–350° C, p).
7. $\text{Rb} + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{RbO}_2$ (сгорание).
8. $4\text{Rb} + \text{O}_2 = 2\text{Rb}_2\text{O}$ (на холоду),
 $\text{Rb} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{Rb}_2\text{O}_2\downarrow \xrightarrow{\text{O}_2, \tau} \text{RbO}_2\downarrow$ (–50° C, в жидк. NH_3).
9. $4\text{Rb} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{RbOH}$ (комн.).
10. $2\text{Rb} + \text{E}_2 = 2\text{RbE}$ (комн., $\text{E} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).
11. $2\text{Rb} + \text{S} = \text{Rb}_2\text{S}$ (100–130° C).
12. $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{RbHS}\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (в бензоле).
13. $2\text{Rb} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = 2\text{RbNH}_2 + \text{H}_2$ (40–60° C).
14. $\text{Rb} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Rb}(\text{NH}_3)_6]$ (т.-син.) [–40° C],
 $[\text{Rb}(\text{NH}_3)_6] + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Rb}(\text{NH}_3)_6]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3$.
15. $4\text{Rb} + 3\text{SiO}_2 = \text{Rb}_2\text{SiO}_3 + \text{Si}$ (выше 300° C).

64. RbH — ГИДРИД РУБИДИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом, хлором. Получение см. 63⁶.

$$M_r = 86, 48; \quad d = 2, 59; \quad t_{пл} \approx 400^\circ \text{ C}(p).$$

1. $2RbH = 2Rb + H_2$ (выше 200° C).
2. $RbH + H_2O = RbOH + H_2\uparrow$.
3. $RbH + HCl(\text{разб.}) = RbCl + H_2\uparrow$.
4. $2RbH + O_2 = 2RbOH$ (выше 200° C).
5. $RbH + Cl_2 = RbCl + HCl$ (400° C),
 $2RbH + 2S = Rb_2S + H_2S$ ($300\text{--}350^\circ \text{ C}$).
6. $RbH + NH_{3(g)} = RbNH_2 + H_2$ (300° C).

65. Rb₂O — ОКСИД РУБИДИЯ

Желтовато-белый, при нагревании становится ярко-желтым. Летуч в вакууме. Чувствителен к свету (темнеет и разлагается). Устойчив в сухом чистом воздухе. Проявляет основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 63^{5, 8}, 67¹, 70¹.

$$M_r = 186, 94; \quad d = 3, 72; \quad t_{пл} = 505^\circ \text{ C } (p).$$

1. $2Rb_2O = Rb_2O_2 + 2Rb$ ($400\text{--}550^\circ \text{ C}$).
2. $Rb_2O + H_2O = 2RbOH$.
3. $Rb_2O + 2HCl(\text{разб.}) = 2RbCl + H_2O$.
4. $Rb_2O + CO_2(\text{влажн.}) = Rb_2CO_3$, $Rb_2O + H_2O + CO_2 = 2RbHCO_3$ (комн.).
5. $Rb_2O + NH_{3(ж)} \xrightarrow{\tau} RbNH_2\downarrow + RbOH$ (-50° C).

66. Rb₂O₂ — ПЕРОКСИД РУБИДИЯ

Белый (с примесью RbO_2 — желтый). Термически устойчивый, плавится без разложения. Чрезвычайно чувствителен к O_2 и CO_2 воздуха. Имеет ионное строение $(Rb^+)_2(O_2^{2-})$. Полностью разлагается водой, кислотами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 63⁸, 67¹.

$$M_r = 202, 93; \quad d = 3, 80; \quad t_{пл} = 570^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 1010^\circ \text{ C}(\text{разл.}).$$

1. $2Rb_2O_2 = 2Rb_2O + O_2$ (выше 1010° C).
2. $Rb_2O + 2H_2O = 2RbOH + H_2O_2$ (0° C),
 $2Rb_2O_2 + 2H_2O(\text{гор.}) = 4RbOH + O_2\uparrow$.
3. $Rb_2O_2 + 2HCl(\text{разб., хол.}) = 2RbCl + H_2O_2$,
 $2Rb_2O_2 + 2H_2SO_4(\text{разб., гор.}) = 2Rb_2SO_4 + 2H_2O + O_2\uparrow$.
4. $Rb_2O_2 + O_2(\text{воздух}) = 2RbO_2$ (комн.).

5. $2\text{Rb}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$, $\text{Rb}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{Rb}_2\text{CO}_3$ (комн.).
 6. $5\text{Rb}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{RbMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{Rb}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

67. RbO_2 — НАДПЕРОКСИД РУБИДИЯ

Оранжево-желтый. При нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{Rb}^+)(\text{O}_2^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, озоном, моно- и диоксидом углерода, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 63⁷, 8, 69⁴.

$$M_r = 117, 47; \quad d = 3, 06; \quad t_{\text{пл}} = 540^\circ \text{ C } (p);$$

- $\text{RbO}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{400-800^\circ \text{ C}} \text{Rb}_2\text{O}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{\text{выше } 1010^\circ \text{ C}} \text{Rb}_2\text{O}$,
 $2\text{RbO}_2 = \text{Rb}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$ (290° C, вак.).
- $2\text{RbO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{RbOH} + \text{RbHO}_2(\text{p}) + \text{O}_2\uparrow$ (0° C),
 $2\text{RbHO}_2(\text{p}) \xrightarrow{\tau} 2\text{RbOH} + \text{O}_2\uparrow$ (комн.).
- $4\text{RbO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{RbOH} + 3\text{O}_2\uparrow$.
- $2\text{RbO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{RbCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$.
- $2\text{RbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) = 2\text{RbHSO}_4 + \text{O}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
- $4\text{RbO}_2 + 2\text{CO}_2(\text{влажн.}) = 2\text{Rb}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн.),
 $2\text{RbO}_2 + \text{CO} = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (30–40° C).
- $\text{RbO}_2 + \text{O}_3 = \text{RbO}_3 + \text{O}_2$ (комн.).
- $2\text{RbO}_2 + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{\tau} 2\text{RbOH} + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.).

68. RbO_3 — ОЗОНИД РУБИДИЯ

Оранжево-красный. Более устойчивый, чем KO_3 , разлагается при нагревании. Имеет ионное строение $(\text{Rb}^+)(\text{O}_3^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 67⁷, 69⁴.

$$M_r = 133, 47; \quad d = 2, 75;$$

- $2\text{RbO}_3 = 2\text{RbO}_2 + \text{O}_2$ (60–90° C).
- $4\text{RbO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{RbOH} + 5\text{O}_2\uparrow$ (примесь радикалов OH^0).
- $4\text{RbO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 4\text{RbCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{RbO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{RbCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $4\text{RbO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влага}) + 3\text{CO}_2 = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + 2\text{RbHCO}_3 + 5\text{O}_2$ (комн.).
- $6\text{RbO}_3 + 5\text{S} = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + 2\text{Rb}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (40–50° C).
- $\text{RbO}_3 + \text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{O}_3 + \text{RbNH}_2$ (–50° C).

69. RbOH — ГИДРОКСИД РУБИДИЯ

Белый, термически устойчивый, плавится без разложения, летучий при сильном нагревании. Хорошо растворяется в воде с высоким экзо-эффектом, создает сильнощелочную среду. Проявляет свойства основных гидроксидов (относится к щелочам); нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами, кислородом, озоном. Получение см. 63¹, 9, 67², 3, 70⁷, 72³.

$$M_r = 102,48; \quad d = 3,203; \quad t_{пл} = 382^\circ \text{ C}; \quad k_s = 179^{(15)}, 282^{(47)}.$$

1. $\text{RbOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{RbOH} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ (47–54° C),
 $\text{RbOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{RbOH} + \text{H}_2\text{O}$ (300° C, в токе H_2).
2. $\text{RbOH}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{RbOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{RbCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{RbOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{RbOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{RbNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{RbOH}_{(\text{ж})} + 3\text{O}_2 = 4\text{RbO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (450° C),
 $4\text{RbOH} + 4\text{O}_3 = 4\text{RbO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (20° C).
5. $2\text{RbOH}(\text{конц.}) + \text{CO}_2 = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{RbOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Rb}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + \text{H}_2\text{O}$.

70. Rb_2CO_3 — КАРБОНАТ РУБИДИЯ

Белый, при прокаливании разлагается, плавится только под избыточным давлением CO_2 . Чувствителен к влаге и CO_2 воздуха. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Разлагается кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 67⁶, 9, 69³.

$$M_r = 230,94; \quad t_{пл} = 873^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 223^{(20)}, 301,1^{(50)}.$$

1. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 = \text{Rb}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (выше 900° C, вак.).
2. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O} = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + 1,5\text{H}_2\text{O}$ (выше 190° C).
3. $\text{Rb}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$, $pK_o = 3,67$.
4. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{RbCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{HClO}_4(\text{конц., хол.}) = 2\text{RbClO}_4\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[170-180^\circ \text{ C}]{20^\circ \text{ C}} 2\text{RbHCO}_3$.
7. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = 2\text{RbOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$.

71. RbNO_3 — НИТРАТ РУБИДИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде с высоким эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 63⁴, 69³.

$$M_r = 147,47; \quad d = 3,11; \quad t_{пл} = 313^\circ \text{ C}; \quad k_s = 53,5^{(20)}, 309^{(80)}.$$

1. $2\text{RbNO}_3 = 2\text{RbNO}_2 + \text{O}_2$ (540–880° C).
2. $\text{RbNO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_3^-$ (pH 7).
3. $\text{RbNO}_3(\text{насыщ.}) + (1-2)\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{RbNO}_3 \cdot (1-2)\text{HNO}_3\downarrow$ (комн.).

4. $\text{RbNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{RbNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{RbNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{RbOH}$ (кип.).
5. $2\text{RbNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + 2\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$ (300–350° C).
6. $\text{RbNO}_3 + \text{Pb} = \text{RbNO}_2 + \text{PbO}$ (400° C).

72. Rb_2SO_4 — СУЛЬФАТ РУБИДИЯ

Белый, летучий, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Получение см. 63³, 73², 3, 74⁶.

$$M_r = 267,00; d = 3,613; t_{\text{пл}} = 1066^\circ \text{ C}; t_{\text{пл}} \approx 1700^\circ \text{ C}; k_s = 48,2^{(20)}, 75,0^{(80)}.$$

1. $\text{Rb}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
2. $\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{RbHSO}_4$.
3. $\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{RbX}$ ($\text{X} = \text{Cl}^-, \text{OH}^-$).
4. $\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 24\text{H}_2\text{O} = 2\{\text{RbAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\}\downarrow$ (квасцы).

73. RbCl — ХЛОРИД РУБИДИЯ

Белый, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет) и в концентрированной хлороводородной кислоте. Кристаллогидратов не образует. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Получение см. 63², 10, 69³, 70⁴, 72³.

$$M_r = 120,92; d = 2,76; t_{\text{пл}} = 718^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1395^\circ \text{ C}; k_s = 91,1^{(20)}, 127,2^{(80)}.$$

1. $\text{RbCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
2. $2\text{RbCl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{RbCl} + \text{RbHSO}_4 = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (500–600° C).
4. $10\text{RbCl}_{(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_{4(\text{т})} = 5\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{RbCl} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] = \text{Rb}_2[\text{SnCl}_6]\downarrow + 2\text{HCl}$ (в этаноле).
6. $2\text{RbCl} + \text{H}_2[\text{PtCl}_6] = \text{Rb}_2[\text{PtCl}_6]\downarrow + 2\text{HCl}$ (в разб. HCl).
7. $2\text{RbCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Rb}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.
8. $2\text{RbCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{RbOH}$,
 $2\text{RbCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Rb}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

74. Rb_2S — СУЛЬФИД РУБИДИЯ

Белый, плавится без разложения. Термически устойчивый. Безводный порошокобразный Rb_2S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный, во влажном воздухе окисляется. Разлагается сильными кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 63¹¹, 64⁵.

$$M_r = 203,00; d = 2,912; t_{\text{пл}} = 530^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Rb}_2\text{S} \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Rb}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (200° С, вак.).
2. $\text{Rb}_2\text{S}(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6] + \text{S}^{2-}$,
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_o = 1,09$.
3. $\text{Rb}_2\text{S} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{RbCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
4. $\text{Rb}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{RbHSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Rb}_2\text{S}_{(\text{p})} \xrightarrow[\text{-RbOH}]{\text{O}_2(\text{воздух}), \tau} \text{S}(\text{коллоид}), \text{Rb}_2(\text{S}_n), \text{Rb}_2\text{SO}_3\text{S}$.
6. $\text{Rb}_2\text{S}_{(\text{т})} + 2\text{O}_2 = \text{Rb}_2\text{SO}_4$ (выше 500° С).
7. $\text{Rb}_2\text{S}_{(\text{p})} + (n-1)\text{S} = \text{Rb}_2(\text{S}_n)$ (кип., $n = 2, 3, 5$).
8. $\text{Rb}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{RbHS}$.

ЦЕЗИЙ. ФРАНЦИЙ

75. Cs — ЦЕЗИЙ

Щелочной металл. Белый (на срезе — светло-желтый), мягкий, весьма низкоплавкий. Пар цезия окрашен в зеленовато-синий цвет. Химически растворяется в жидком аммиаке (темно-синий раствор), расплаве CsOH . Чрезвычайно реакционноспособный, сильнейший восстановитель, реагирует с кислородом воздуха, водой (идет воспламенение металла и выделяющегося водорода), разбавленными кислотами, неметаллами, аммиаком, сероводородом.

Не реагирует с азотом. Хорошо сохраняется только под слоем парафинового или вазелинового масла. С ртутью образует амальгаму. Окрашивает пламя газовой горелки в синий цвет. Получение см. 77¹, 81⁶, 85⁹.

$$M_r = 132,905; \quad d_{(\text{т})} = 1,873; \quad d_{(\text{ж})} = 1,841^{(29)};$$

$$t_{\text{пл}} = 28,7^\circ \text{ С}; \quad t_{\text{кип}} = 667,6^\circ \text{ С}.$$

1. $2\text{Cs} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CsOH} + \text{H}_2\uparrow$.
2. $2\text{Cs} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $8\text{Cs} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., хол.}) = 4\text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{S}\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (примесь H_2S),
 $21\text{Cs} + 26\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) = 21\text{CsNO}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{N}_2\uparrow + 13\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{Cs} + 2\text{CsOH} = 2\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\uparrow$ (300–350° С).
5. $2\text{Cs} + \text{H}_2 = 2\text{CsH}$ (300–350° С, p).
6. $\text{Cs} + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{CsO}_2$ (сгорание).
7. $4\text{Cs} + \text{O}_2 = 2\text{Cs}_2\text{O}$ (на холоду),
 $\text{Cs} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{Cs}_2\text{O}_2\downarrow \xrightarrow{\text{O}_2, \tau} \text{CsO}_2\downarrow$ (–50° С, в жидк. NH_3).
8. $4\text{Cs} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{CsOH}$.
9. $2\text{Cs} + \text{E}_2 = 2\text{CsE}$ (комн.; $\text{E} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).
10. $2\text{Cs} + \text{S} = \text{Cs}_2\text{S}$ (100–130° С).
11. $2\text{Cs} + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{CsHS}\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (в бензоле).

12. $2\text{Cs} + 2\text{NH}_{3(\text{r})} = 2\text{CsNH}_2 + \text{H}_2$ (30–45° C).
 13. $\text{Cs} + 6\text{NH}_{3(\text{ж})} = [\text{Cs}(\text{NH}_3)_6](\text{т.-син.})$ [–40° C],
 $[\text{Cs}(\text{NH}_3)_6] + n\text{NH}_{3(\text{ж})} \rightleftharpoons [\text{Cs}(\text{NH}_3)_6]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3$.
 14. $4\text{Cs} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{Cs}_2\text{SiO}_3 + \text{Si}$ (выше 300° C).

76. CsH — ГИДРИД ЦЕЗИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом, хлором. Получение см. 75⁵.

$$M_r = 133,91; \quad d = 3,41; \quad t_{\text{пл}} \approx 400^\circ \text{C}(p).$$

1. $2\text{CsH} = 2\text{Cs} + \text{H}_2$ (выше 200° C).
 2. $\text{Cs} + \text{H} + \text{H}_2\text{O} = \text{CsOH} + \text{H}_2\uparrow$.
 3. $\text{CsH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CsCl} + \text{H}_2\uparrow$.
 4. $2\text{CsH} + \text{O}_2 = 2\text{CsOH}$ (выше 200° C).
 5. $\text{CsH} + \text{Cl}_2 = \text{CsCl} + \text{HCl}$ (400° C),
 $2\text{CsH} + 2\text{S} = \text{Cs}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ (300–350° C).
 6. $\text{CsH} + \text{NH}_{3(\text{r})} = \text{CsNH}_2 + \text{H}_2$ (350° C).

77. Cs₂O — ОКСИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-красный, при нагревании становится вначале темно-красным, затем черным. Летуч в вакууме. Чувствителен к свету (темнеет и разлагается). Устойчив в сухом чистом воздухе. Проявляет основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 75⁷, 79¹.

$$M_r = 281,81; \quad d = 4,68; \quad t_{\text{пл}} \approx 490^\circ \text{C}(p).$$

1. $2\text{Cs}_2\text{O} = \text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{Cs}$ (300–500° C).
 2. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{CsOH}$.
 3. $\text{Cs}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}$.
 4. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{влажн.}) = \text{Cs}_2\text{CO}_3$, $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{CsHCO}_3$ (комн.).
 5. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{NH}_{3(\text{ж})} \xrightarrow{\tau} \text{CsNH}_2\downarrow + \text{CsOH}$ (–50° C).

78. Cs₂O₂ — ПЕРОКСИД ЦЕЗИЯ

Белый (с примесью CsO_2 — желтый). Термически устойчивый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Чрезвычайно чувствителен к O_2 воздуха, поглощает влагу и CO_2 . Полностью разлагается водой, кислотами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 75⁷, 79¹.

$$M_r = 297,81; \quad d = 4,74; \quad t_{\text{пл}} = 594^\circ \text{C}.$$

1. $2\text{Cs}_2\text{O}_2 = 2\text{Cs}_2\text{O} + \text{O}_2$ (640–980° C).

2. $\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CsOH} + \text{H}_2\text{O}_2$ (0° C).
 $2\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{CsOH} + \text{O}_2\uparrow$.
3. $\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}_2$.
4. $2\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) = 2\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$.
5. $\text{Cs}_2\text{O}_2 + \text{O}_2(\text{воздух}) = 2\text{CsO}_2$ (комн.).
6. $2\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$, $\text{Cs}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{Cs}_2\text{CO}_3$ (комн.).
7. $5\text{Cs}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{CsMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

79. CsO_2 — НАДПЕРОКСИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-желтый, при нагревании разлагается без плавления, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{Cs}^+)(\text{O}_2^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, озоном, моно- и диоксидом углерода, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 75⁷, 81⁴.

$$M_r = 164, 90; \quad d = 3, 80; \quad t_{\text{пл}} = 515^\circ \text{ C } (p).$$

1. $\text{CsO}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{400-600^\circ \text{ C}} \text{Cs}_2\text{O}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{640-980^\circ \text{ C}} \text{Cs}_2\text{O}$
2. $2\text{CsO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CsOH} + \text{CsHO}_2(\text{p}) + \text{O}_2\uparrow$ (0° C),
 $2\text{CsHO}_2(\text{p}) \xrightarrow{\tau} 2\text{CsOH} + \text{O}_2\uparrow$ (комн.).
3. $4\text{CsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{CsOH} + 3\text{O}_2\uparrow$.
4. $2\text{CsO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$.
5. $2\text{CsO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) = 2\text{CsHSO}_4 + \text{O}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
6. $\text{CsO}_2 + \text{O}_3 = \text{CsO}_3 + \text{O}_2$ (комн.).
7. $2\text{CsO}_2 + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{\tau} 2\text{CsOH} + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.).
8. $4\text{CsO}_2 + 2\text{CO}_2(\text{влажн.}) = 2\text{Cs}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн.),
 $2\text{CsO}_2 + \text{CO} = \text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (30–40° C).

80. CsO_3 — ОЗОНИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-красный. Более устойчив, чем KO_3 и RbO_3 , разлагается при умеренном нагревании. Имеет ионное строение $(\text{Cs}^+)(\text{O}_3^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 79⁶, 81⁴.

$$M_r = 180, 90; \quad d = 3, 19.$$

1. $2\text{CsO}_3 = 2\text{CsO}_2 + \text{O}_2$ (70–100° C).
2. $4\text{CsO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{CsOH} + 5\text{O}_2\uparrow$ (следы радикалов OH^\bullet).
3. $4\text{CsO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 4\text{CsCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{CsO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{CsCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{CsO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влага}) + 3\text{CO}_2 = \text{Cs}_2\text{CO}_3 + 2\text{CsHCO}_3 + 5\text{O}_2$ (комн.).
5. $6\text{CsO}_3 + 5\text{S} = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{Cs}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (30–40° C).
6. $\text{CsO}_3 + 2\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{O}_3 + \text{CsNH}_2$ (–50° C).

81. CsOH — ГИДРОКСИД ЦЕЗИЯ

Белый, плавится без разложения, летучий. Хорошо растворим в воде с сильным экзо-эффектом, создает сильнощелочную среду. Проявляет основные свойства (относится к щелочам), нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами, кислородом, озоном. Получение см. 75¹, 8⁸, 77², 82⁷, 84³, 85⁹.

$$M_r = 149,91; \quad d = 3,675(\text{кр.}); \quad t_{\text{пл}} = 346^\circ \text{ C.}$$

$$k_s = 385,6^{(15)}, 303^{(30)}.$$

1. $\text{CsOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{CsOH} + \text{H}_2\text{O}$ (300° C, в токе H_2).
2. $\text{CsOH}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{CsOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{CsOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{CsOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{CsNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{CsOH}_{(\text{ж})} + 3\text{O}_2 = 4\text{CsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (400° C),
 $4\text{CsOH} + 4\text{O}_3 = 4\text{CsO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (20° C).
5. $2\text{CsOH}(\text{конц.}) + \text{CO}_2 = \text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $4\text{CsOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Cs}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{O}$.

82. Cs₂CO₃ — КАРБОНАТ ЦЕЗИЯ

Белый, при прокаливании разлагается, плавится под избыточным давлением CO₂. Чувствителен к влаге и CO₂ воздуха. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Разлагается кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 77⁴, 81⁵.

$$M_r = 325,82; \quad t_{\text{пл}} = 793^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 308,3^{(20)}, 347^{(40)}.$$

1. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 = \text{Cs}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (620–1000° C, вак.).
2. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 \cdot 3,5\text{H}_2\text{O} = \text{Cs}_2\text{O}_3 + 3,5\text{H}_2\text{O}$ (150–160° C).
3. $\text{Cs}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 3,67$.
4. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Cs}_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + 2\text{HClO}_4(\text{конц., хол.}) = 2\text{CsClO}_4\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[170-180^\circ \text{ C}]{20^\circ \text{ C}} 2\text{CsHCO}_3$.
7. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = 2\text{CsOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$.

83. CsNO₃ — НИТРАТ ЦЕЗИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде с эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 75³, 81³.

$$M_r = 194,91; \quad d = 3,685; \quad t_{\text{пл}} = 414^\circ \text{ C}; \quad k_s = 23,0^{(20)}, 134^{(80)}.$$

1. $2\text{CsNO}_3 = 2\text{CsNO}_2 + \text{O}_2$ (585–850° C).
2. $\text{CsNO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_3^-$ (pH 7).
3. $\text{CsNO}_3(\text{насыщ.}) + (1-2)\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{CsNO}_3 \cdot (1-2)\text{HNO}_3\downarrow$ (комн.).
4. $\text{CsNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{CsNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{CsNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CsOH}$ (кип.).
5. $2\text{CsNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$ (350° C).
6. $\text{CsNO}_3 + \text{Pb} = \text{CsNO}_2 + \text{PbO}$ (400° C).

84. Cs_2SO_4 — СУЛЬФАТ ЦЕЗИЯ

Белый, летучий, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Получение см. 75³, 81³, 86⁶.

$$M_r = 361,87; \quad d = 4,243; \quad t_{\text{пл}} = 1019^\circ \text{ C};$$

$$k_s = 178,7^{(20)}, 210,3^{(80)}.$$

1. $\text{Cs}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (pH 7).
2. $\text{Cs}_2\text{SO}_4(\text{т.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{CsHSO}_4$.
3. $\text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{CsX}$ (X = Cl⁻, OH⁻).
4. $\text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 24\text{H}_2\text{O} = 2\{\text{CsAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\}\downarrow$ (квасцы).

85. CsCl — ХЛОРИД ЦЕЗИЯ

Белый, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Получение см. 75^{2, 9}, 81³, 82⁴, 84³.

$$M_r = 168,36; \quad d = 3,988; \quad t_{\text{пл}} = 645^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1302^\circ \text{ C}; \quad k_s = 186,5^{(20)}, 250^{(80)}.$$

1. $\text{CsCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{Cl}^-$ (pH 7).
2. $2\text{CsCl}(\text{т.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{CsCl} + \text{CsHSO}_4 = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (550–700° C).
4. $10\text{CsCl}(\text{т.}) + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_4(\text{т.}) = 5\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{CsCl} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] = \text{Cs}_2[\text{SnCl}_6]\downarrow + 2\text{HCl}$ (в конц. HCl).
6. $3\text{CsCl} + 3\text{H}[\text{SbCl}_4] = \text{Cs}_3[\text{SbCl}_9]\downarrow + 2\text{HCl}$ (в конц. HCl).
7. $2\text{CsCl} + \text{H}_2[\text{PtCl}_6] = \text{Cs}_2[\text{PtCl}_6]\downarrow + 2\text{HCl}$ (в разб. HCl).
8. $2\text{CsCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Cs}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.
9. $2\text{CsCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{CsOH},$
 $2\text{CsCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Cs}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

86. Cs₂S — СУЛЬФИД ЦЕЗИЯ

Белый, термически устойчивый. Безводный порошкообразный Cs₂S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный, во влажном состоянии окисляется O₂ воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 75¹⁰, 76⁵.

$$M_r = 297,88;$$

1. $\text{Cs}_2\text{S} \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Cs}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (150° С, вак.).
2. $\text{Cs}_2\text{S}(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{S}_2^{2-}$,
 $\text{S}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1,09$.
3. $\text{Cs}_2\text{S} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
4. $\text{Cs}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{CsHSO}_4 + \text{S}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Cs}_2\text{S}(\text{p}) \xrightarrow[-\text{CsOH}]{\text{O}_2(\text{воздух}), \tau} \text{S}(\text{коллоид}), \text{Cs}_2(\text{S}_n), \text{Cs}_2\text{SO}_3\text{S}$.

87. Cs₂(S_n) — ПОЛИСУЛЬФИДЫ (2-) ЦЕЗИЯ

Смесь Cs₂(S_n) ($n = 2, 3, 5, 6$) имеет желто-бурю окраску. Все Cs₂(S_n) — весьма твердые, плавятся без разложения, расплавы — темно-коричневые подвижные жидкости. Термическая устойчивость понижается при возрастании n . Хорошо растворяются в воде, в меньшей степени (по сравнению с Cs₂S) гидролизуются по аниону, раствор окрашен в темно-желтый цвет. Окисляются на воздухе, разлагаются кислотами. Обладают окислительным действием. Получение см. 86⁵, 7.

Cs ₂ (S ₂) :	$M_r = 329,94;$	$t_{\text{пл}} = 460^\circ \text{ C}.$
Cs ₂ (S ₃) :	$M_r = 362,01;$	$t_{\text{пл}} = 217^\circ \text{ C}.$
Cs ₂ (S ₅) :	$M_r = 426,14;$	$t_{\text{пл}} = 210^\circ \text{ C}.$
Cs ₂ (S ₆) :	$M_r = 458,21;$	$t_{\text{пл}} = 185^\circ \text{ C}.$

1. $\text{Cs}_2(\text{S}_n) = \text{Cs}_2\text{S} + (n - 1)\text{S}$ (выше 600° С).
2. $\text{Cs}_2(\text{S}_n)[\text{разб.}] + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{S}_n^{2-}$,
 $\text{S}_n^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}_n^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 8,30$ ($n = 5$).
3. $\text{Cs}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n - 1)\text{S}\downarrow$ (комн.),
 $\text{Cs}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{S}_n$ (–15° С).
4. $\text{Cs}_2(\text{S}_n) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{O}_2 = 2n\text{S}(\text{коллоид}) + 4\text{CsOH}$ (на свету).

88. Fr — ФРАНЦИЙ

Щелочной металл. Белый, весьма легкоплавкий. Радиоактивен, наиболее долгоживущий изотоп ²²³Fr (период полураспада 22 мин.). Самый реакционноспособный из всех металлов, по химическому поведению аналогичен

цезию. На воздухе покрывается оксидной пленкой. Сильный восстановитель, энергично реагирует с водой и кислотами, выделяя H_2 . Катион Fr^+ в водном растворе бесцветен. В литосфере земли образуется при радиоактивном распаде урана и актиния. Синтезирован бомбардировкой ядер урана протонами или ядер радия нейтронами. Выделены соединения $FrClO_4$ и $Fr_2[PtCl_6]$ методом соосаждения с соответствующими малорастворимыми солями Rb и Cs.

$$M_r = 223,020; \quad d = 2,3 \div 2,5; \quad t_{пл} = 21^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 660^\circ \text{ C}.$$

ЭЛЕМЕНТЫ IIА-ГРУППЫ

БЕРИЛЛИЙ

89. Be — БЕРИЛЛИЙ

Светло-серый, легкий, достаточно твердый, хрупкий металл. На воздухе покрывается оксидной пленкой. Пассивируется в холодной воде, концентрированных серной и азотной кислотах. Восстановитель, реагирует с кипящей водой, разбавленными кислотами, концентрированными щелочами, металлами, аммиаком, оксидами металлов. Получение см. 90^{12} , 95^9 , 10 , 96^9 .

$$M_r = 9,012; \quad d = 1,85; \quad t_{пл} = 1287^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 2507^\circ \text{ C}.$$

1. $2Be + 3H_2O = BeO\downarrow + Be(OH)_2\downarrow + 2H_2\uparrow$ (кип.).
2. $Be + 2HCl(\text{разб.}) = BeCl_2 + H_2\uparrow$,
 $3Be + 8HNO_3(\text{разб., гор.}) = 3Be(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$.
3. $Be + 2NaOH(\text{конц.}) + 2H_2O = Na_2[Be(OH)_4] + H_2\uparrow$,
 $Be + 2NaOH = Na_2BeO_2 + H_2$ (400–500° C).
4. $2Be + O_2 = 2BeO$ (900° C, сгорание на воздухе).
5. $Be + E_2 = BeE_2$ (комн., E = F; 250° C, E = Cl; 480° C, E = Br, I).
6. $Be + S = BeS$ (1150° C),
 $3Be + N_2 = Be_3N_2$ (700–900° C),
 $2Be + C(\text{графит}) = Be_2C$ (1700–1900° C, вак.).
7. $Be + 4HF(\text{конц.}) = H_2[BeF_4] + H_2\uparrow$.
8. $3Be + 2NH_3 = Be_3N_2 + 3H_2$ (500–700° C).
9. $Be + C_2H_2 = BeC_2 + H_2$ (400–450° C).
10. $Be + MgO = BeO + Mg$ (1075° C).

90. BeO — ОКСИД БЕРИЛЛИЯ

Бромеллит. Белый, тугоплавкий, термически устойчивый, летучий в токе O_2 и водяного пара. В прокаленном виде малореакционноспособный. Активно адсорбирует влагу воздуха. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с концентрированными кислотами и щелочами, кислотными и основными

оксидами. Легко фторируется, восстанавливается магнием и углеродом. Получение см. 91¹, 92¹, 93¹, 94¹.

$$M_r = 25,01; \quad d = 3,015; \quad t_{пл} = 2580^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 4260^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{BeO} + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{BeO} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{BeSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}.$
2. $\text{BeO} + 2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4],$
 $\text{BeO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (250\text{--}300^\circ \text{ C}).$
3. $\text{BeO} + 2\text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_4\text{BeO}_3 \quad (500^\circ \text{ C}).$
4. $\text{BeO} + 2\text{HF}(\text{г}) = \text{BeF}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (220^\circ \text{ C}),$
 $\text{BeO} + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{BeF}_4] + \text{H}_2\text{O}.$
5. $\text{BeO} + 2\text{NH}_4(\text{HF}_2) = (\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] + \text{H}_2\text{O} \quad (100\text{--}200^\circ \text{ C}).$
6. $2\text{BeO} + 2\text{F}_2 = 2\text{BeF}_2 + \text{O}_2 \quad (\text{выше } 400^\circ \text{ C}).$
7. $2\text{Be} + 3\text{C}(\text{графит}) = \text{Be}_2\text{C} + 2\text{CO} \quad (1800\text{--}1930^\circ \text{ C}).$
8. $\text{BeO} + \text{C}(\text{графит}) + \text{Cl}_2 = \text{BeCl}_2 + \text{CO} \quad (700\text{--}900^\circ \text{ C}).$
9. $2\text{BeO} + \text{CS}_2 = 2\text{BeS} + \text{CO}_2 \quad (650\text{--}700^\circ \text{ C}).$
10. $2\text{BeO} + \text{SiO}_2 = \text{Be}_2\text{SiO}_4 \quad (1500\text{--}1600^\circ \text{ C}).$
фенакит
11. $\text{BeO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = (\text{BeAl}_2)\text{O}_4 \quad (1400^\circ \text{ C}).$
хризоберилл
12. $\text{BeO} + \text{Mg} = \text{MgO} + \text{Be} \quad (700\text{--}800^\circ \text{ C}).$

91. $\text{Be}(\text{OH})_2$ — ГИДРОКСИД БЕРИЛЛИЯ

Бехоит. Белый, аморфный или кристаллический, при нагревании разлагается. В кристаллическом виде малореакционноспособный. Не растворяется в воде. Не реагирует с гидратом аммиака. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с разбавленными кислотами, щелочами, в растворе и при сплавлении. Легко образует фторо- и карбонатокомплексы. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 89¹, 94⁵, 6, 96⁴, 5.

$$M_r = 43,03; \quad d = 1,92.$$

1. $\text{Be}(\text{OH})_2 = \text{BeO} + \text{H}_2\text{O} \quad (200\text{--}800^\circ \text{ C}).$
2. $\text{Be}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 2\text{OH}^-; \text{pPP}^{25} = 21, 10.$
 $\text{Be}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}^+; \text{pPP}^{25} = 29, 68.$
3. $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$
4. $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4],$
 $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (200\text{--}300^\circ \text{ C}).$
5. $2\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{Be}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}.$
6. $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = \text{BeF}_2 + 2\text{H}_2\text{O},$
 $\text{Be}(\text{OH})_2 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{BeF}_4] + 2\text{H}_2\text{O}.$

92. BeCO₃ — КАРБОНАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, при слабом нагревании разлагается без плавления. Не растворяется в холодной воде. Не переводится в раствор действием CO₂. Разлагается горячей водой, кислотами, концентрированными щелочами, растворами карбонатов щелочных металлов и аммония. Получение см. 95⁸.

$$M_r = 69,02.$$

1. $\text{BeCO}_3 = \text{BeO} + \text{CO}_2$ (выше 180° C).
2. $\text{BeCO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{BeCO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ (100° C, вак.).
3. $2\text{BeCO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Be}_2\text{CO}_3(\text{ОН})_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow$.
4. $\text{BeCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BeCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{BeCO}_3 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{BeF}_4] + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{BeCO}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{ОН})_4] + \text{Na}_2\text{CO}_3$.
7. $\text{BeCO}_3(\text{т}) + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = (\text{NH}_4)_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2](\text{р})$.

93. Be(NO₃)₂ — НИТРАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, при нагревании разлагается. В чистой воде гидролизуется с образованием осадка основных солей, в подкисленной воде хорошо растворяется (гидролиз по катиону). Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 89², 94⁷.

$$M_r = 133,02; \quad k_s = 106,6^{(20)}, 177,8^{(60)}.$$

1. $8\text{Be}(\text{NO}_3)_2 = 2[\text{Be}_4(\text{NO}_3)_6\text{O}] + 4\text{NO} + \text{O}_2$ (125° C), вак.),
 $2\text{Be}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{BeO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1000° C).
2. $24[\text{Be}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}] = 6[\text{Be}_4(\text{NO}_3)_6\text{O}] + 8\text{HNO}_3 + 4\text{NO} + 3\text{O}_2 + 92\text{H}_2\text{O}$ (100° C).
3. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ (в разб. HNO₃),
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{ОН})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 5,70$,
 $3[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{ОН})]^+ \rightleftharpoons [\text{Be}_3(\text{H}_2\text{O})_6(\text{ОН})_3]^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{Be}(\text{NO}_3)\text{ОН}\downarrow + \text{HNO}_3$.
5. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Be}(\text{ОН})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$,
 $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{ОН})_4] + 2\text{NaNO}_3$.
6. $\text{Be}(\text{N})_3)_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Be}(\text{ОН})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$.
7. $3\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4(\text{гор.}) = \text{Be}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{NaNO}_3 + 2\text{HNO}_3$.
8. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Be}(\text{NH}_4)\text{PO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$.

94. BeSO₄ — СУЛЬФАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в подкисленной воде (гидролиз по катиону), не растворяется в концентрированной серной кислоте. Реагирует с кипящей водой, щелочами, гидратом аммиака. Получение. см. 90¹, 95⁴.

$$M_r = 105,07; \quad d = 2,443; \quad t_{\text{пл}} = 540^\circ \text{ C}; \quad k_s = 39,1^{(20)}, 67,2^{(60)}.$$

1. $\text{BeSO}_4 = \text{BeO} + \text{SO}_3$ (547–600° C).
2. $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{BeSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ (220–400° C).
3. $\text{BeSO}_4(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (в разб. H_2SO_4),
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_{\text{к}} = 5, 70$,
 $3[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ \rightleftharpoons [\text{Be}_3(\text{H}_2\text{O})_6(\text{OH})_3]^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{BeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Be}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ (кип.).
5. $\text{BeSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$,
 $\text{BeSO}_4 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
6. $\text{BeSO}_4 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
7. $\text{BeSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{BaSO}_4\downarrow$.

95. BeF_2 — ФТОРИД БЕРИЛЛИЯ

Белый, тугоплавкий, заметно летучий, термически устойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Разлагается в кипящей воде и концентрированной серной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака, фторидами щелочных металлов и аммония. Восстанавливается магнием и электролитически. Получение см. 89⁵, 90^{4, 6}, 98¹.

$$M_{\text{r}} = 47,01; \quad d = 1,986; \quad t_{\text{пл}} = 803^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1175^\circ \text{ C}; \quad k_s = 84,6^{(25)}.$$

1. $\text{BeF}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{BeF}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (140–160° C, в токе HF).
2. $\text{BeF}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 2\text{F}^-$,
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_{\text{к}} = 5, 70$,
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{F}^- \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}]^+ + \text{H}_2\text{O}$; $\lg K_{\text{y}} = 6,00$.
3. $\text{BeF}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HF}\uparrow$ (кип.).
4. $\text{BeF}_{2(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{BeSO}_4\downarrow + 2\text{HF}\uparrow$.
5. $\text{BeF}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaF}$,
 $\text{BeF}_2 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + 2\text{NaF}$.
6. $\text{BeF}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{F}$.
7. $\text{BeF}_2 + 2\text{MF}(\text{конц.}) = \text{M}_2[\text{BeF}_4]$ (M = H⁺, K⁺, NH₄⁺),
 $\text{BeF}_2 + 2\text{NaF}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{BeF}_4]\downarrow$.
8. $\text{BeF}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{BeCO}_3\downarrow + 2\text{NaF}$ (комн. насыщение CO₂).
9. $\text{BeF}_2 + \text{Mg} = \text{Be} + \text{MgF}_2$ (700–750° C).
10. $\text{BeF}_{2(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Be}\downarrow(\text{катод}) + \text{F}_2\uparrow(\text{анод})$.

96. BeCl_2 — ХЛОРИД БЕРИЛЛИЯ

Белый с зеленоватым оттенком, легкоплавкий, низкиоткипящий. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по катиону). В горячей воде образует осадок основной соли. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Восстанавливается электролитически. Получение см. 89⁵, 90⁸.

$$M_{\text{r}} = 79,92; \quad d = 1,90; \quad t_{\text{пл}} = 415^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 550^\circ \text{ C}; \quad k_s = 72,8^{(20)}, 77,0^{(30)}.$$

1. $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{BeCl}(\text{OH}) + \text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (выше 176° C).

2. $\text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{BeCl}(\text{OH})\downarrow + \text{HCl}$,
 $3\text{BeCl}_2(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}]^+ + [\text{BeCl}_4]^{2-}$ (в конц. HCl).
3. $\text{BeCl}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 4\text{Cl}^-$ (в разб. HCl),
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 5, 70$,
 $3[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ \rightleftharpoons [\text{Be}_3(\text{H}_2\text{O})_6(\text{OH})_3]^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{BeCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$,
 $\text{BeCl}_2 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$.
5. $\text{BeCl}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
6. $\text{BeCl}_2 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{BeF}_4] + 2\text{HCl}$.
7. $\text{BeCl}_2 + 4\text{NaF}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{BeF}_4]\downarrow + 2\text{NaCl}$.
8. $\text{BeCl}_2 + 2\text{Li} = \text{BeH}_2\downarrow + 2\text{LiCl}\downarrow$ (в эфире).
9. $\text{BeCl}_2(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Be}\downarrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

97. Be_2C — КАРБИД ДИБЕРИЛЛИЯ

Желтовато-красный, очень твердый, при плавлении разлагается. Медленно гидролизуется во влажном воздухе, быстро — в горячей воде. Реагирует с разбавленными кислотами, концентрированными щелочами. Окисляется на воздухе, восстанавливается водородом, легко галогенируется. Получение см. 89⁶, 90⁷.

$$M_r = 30,04; \quad d = 1,90; \quad t_{\text{пл}} = 2150^\circ \text{ C (разл.)}$$

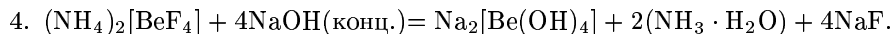
1. $\text{Be}_2\text{C} = 2\text{Be} + \text{C}(\text{графит})$ [выше 2150° C].
2. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 2\text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CH}_4\uparrow$.
3. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{BeCl}_2 + \text{CH}_4\uparrow$.
4. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{CH}_4\uparrow$.
5. $\text{Be}_2\text{C} + 2\text{H}_2 = 2\text{Be} + \text{CH}_4$ (2000° C).
6. $\text{Be}_2\text{C} + 2\text{O}_2 = 2\text{BeO} + \text{CO}_2$ ($600\text{--}700^\circ \text{ C}$).
7. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{Cl}_2 = 2\text{BeCl}_2 + \text{CCl}_4$ (выше 300° C).

98. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4]$ — ТЕТРАФТОРОБЕРИЛЛАТ(II) АМ- МОНИЯ

Белый, при умеренном нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворяется в воде с частичной аквазацией аниона. Кристаллогидратов не образует. Не реагирует с гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Получение см. 90⁵, 95⁷.

$$M_r = 121,08; \quad t_{\text{пл}} = 280^\circ \text{ C (разл.)} \quad k_s = 47,5^{(25)},$$

1. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] = \text{NH}_4[\text{BeF}_3] + \text{NH}_4\text{F}$ ($280\text{--}320^\circ \text{ C}$),
 $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] = 2\text{NH}_4\text{F} + \text{BeF}_2$ ($800\text{--}1100^\circ \text{ C}$).
2. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4](\text{разб.}) = 2\text{NH}_4^+ + [\text{BeF}_4]^{2-}$,
 $[\text{BeF}_4]^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]^- + \text{F}^-$; $pK_K = 2, 26$.
3. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] + 4\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{BeCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 4\text{HF}\uparrow$ (кип.).



МАГНИЙ

99. Mg — МАГНИЙ

Серебристо-белый, относительно мягкий, пластичный, ковкий металл. На воздухе покрыт оксидной пленкой. Пассивируется в холодной воде, концентрированных серной и фтороводородной кислотах. Не реагирует со щелочами. Сильный восстановитель; реагирует с горячей водой, разбавленными кислотами, неметаллами. Переводится в раствор солями аммония. Получение см. 100⁴, 105¹¹, 106¹.

$$M_r = 24,305; \quad d = 1,737 \quad t_{\text{пл}} = 648^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1095^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow.$
2. $\text{Mg} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow.$
3. $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}.$
4. $\text{Mg} + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц., гор.}) = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\uparrow.$
5. $\text{Mg} + \text{H}_2 = \text{MgH}_2 \quad (175^\circ \text{ C}, p, \text{кат. MgI}_2).$
6. $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} \quad (600\text{--}650^\circ \text{ C}, \text{сгорание на воздухе}),$
 $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2 \quad (780\text{--}800^\circ \text{ C}, \text{сгорание на воздухе}).$
7. $\text{Mg} + \text{Cl}_2(\text{влажн.}) = \text{MgCl}_2 \quad (\text{комн.}).$
8. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{S} = \text{MgS} + \text{H}_2 \quad (500^\circ \text{ C}).$
9. $3\text{Mg} + 2\text{NH}_3 = \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \quad (600\text{--}850^\circ \text{ C}).$
10. $\text{Mg} + 2\text{N}_2\text{O}_4 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2\downarrow + 2\text{NO} \quad (150^\circ \text{ C}, \text{вак. в этилацетате}).$
11. $4\text{Mg} + \text{SiO}_2 = \text{Mg}_2\text{Si} + \text{MgO} \quad (\text{ниже } 800^\circ \text{ C}, \text{в атмосфере H}_2),$
 $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 = \text{Si} + 2\text{MgO} \quad (1000^\circ \text{ C}).$

100. MgO — ОКСИД МАГНИЯ

Жженая магнезия, периклаз. Белый, тугоплавкий, термически устойчивый. В прокаленном виде малореакционноспособный, не реагирует с водой. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Восстанавливается углеродом, кремнием и кальцием. Поглощает влагу и CO_2 из воздуха. Получение см. 99⁶, 101¹, 102¹, 103^{1, 2}, 104¹.

$$M_r = 40,30; \quad d = 3,62 \quad t_{\text{пл}} = 2825^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 3600^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Mg}(\text{OH})_2 \quad (100\text{--}125^\circ \text{ C}).$
2. $\text{MgO} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
3. $2\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2.$
4. $\text{MgO} + \text{C}(\text{кокс}) = \text{Mg} + \text{CO} \quad (\text{выше } 2000^\circ \text{ C}),$
 $\text{MgO} + \text{Ca} = \text{CaO} + \text{Mg} \quad (1300^\circ \text{ C}).$

5. $\text{MgO} + \text{C}(\text{кокс}) + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2 + \text{CO}$ (800–1000° C).
6. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{MgO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (до 20° C).
7. $2\text{MgO} + \text{CS}_2 = 2\text{MgS} + \text{CO}_2$ (600–700° C).
8. $\text{MgO} + \text{M}_2\text{O}_3 = (\text{MgM}_2)\text{O}_4$ (1200–1400° C, M = Al, Cr, Fe).
шпинели

101. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — ГИДРОКСИД МАГНИЯ

Брусит. Белый, при нагревании разлагается. Не растворяется в воде. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами, кислотными оксидами. В жестких условиях образует гидросокомплексы. Поглощает CO_2 из воздуха. Переводится в раствор солями аммония. Получение см. 99¹, 103⁴, 104⁵, 105⁴.

$$M_r = 58,32; \quad d = 2,39 \quad \text{pPP}^{25} = 11,17.$$

1. $\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$ (350–480° C).
2. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
3. $2\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{т})} + \text{CO}_2 = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) + 2\text{CO}_2 = \text{Mg}(\text{HCO}_3)_{2(\text{р})}$ (комн.).
4. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{насыщ.}) = \text{Na}_2[\text{Mg}(\text{OH})_4]\downarrow$ (100–110° C).
5. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц., гор.}) = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

102. MgCO_3 — КАРБОНАТ МАГНИЯ

Магнезит. Белый, при умеренном нагревании разлагается. Мало растворяется в холодной воде. Разлагается в горячей воде, разбавленных сильных кислотах, концентрированной фтороводородной кислоте. Реагирует с CO_2 в растворе, образуется гидрокарбонат $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ (известный только в растворе), который определяет временную жесткость природных вод. Переводится в раствор действием карбоната аммония. Получение см. 104⁸.

$$M_r = 84,31; \quad d = 3,037; \quad k_s = 0,18^{(20)}, \quad \text{pPP}^{25} = 5,10.$$

1. $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$ (350–650° C).
2. $2(\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$ (60–80° C).
3. $2\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow$,
 $\text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = 2\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (180–220° C).
4. $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{MgCO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{MgSO}_4 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $\text{MgCO}_3 + 2\text{HF}(\text{конц., гор.}) = \text{MgF}_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{MgCO}_{3(\text{т})} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Mg}(\text{HCO}_3)_{2(\text{р})}$.

103. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ МАГНИЯ

Магнезиевая селитра, нитромагнезит (гидрат). Белый, рентгеноаморфный. При нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз

по катиону), концентрированной азотной кислоте, жидком аммиаке. Реагирует со щелочами. Получение см. 99³, 10¹.

$$M_r = 148,31; \quad d = 1,636 \text{ (кр.)}; \quad k_s = 73,3^{(20)}, 110,1^{(80)}.$$

1. $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 300° C).
2. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{NO}_3)\text{OH} + \text{HNO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$ (выше 130° C).
3. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
 $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 11,42$.
4. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$.

104. MgSO_4 — СУЛЬФАТ МАГНИЯ

Эпсомит, или английская (горькая) соль (гидрат). Белый, разлагается выше температуры плавления. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по катиону). Реагирует с концентрированной серной кислотой, щелочами. Вступает в реакции обмена. Обуславливает постоянную жесткость природных вод. Получение см. 94¹¹, 102⁴.

$$M_r = 120,37; \quad d = 2,66; \quad t_{\text{пл}} = 1137^\circ \text{ C}; \quad k_s = 35,1^{(20)}, 54,8^{(80)}.$$

1. $2\text{MgSO}_4 = 2\text{MgO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1200° C).
2. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = \text{MgSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ (200–330° C).
3. $\text{MgSO}_4(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (pH < 7, см. 103³).
4. $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$.
5. $\text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
6. $\text{MgSO}_4 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
7. $\text{MgSO}_4 + \text{M}(\text{ClO}_4)_2 = \text{MSO}_4 + \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ (M = Ca, Sr, Ba).
8. $\text{MgSO}_4 + 2\text{KHCO}_3 = \text{MgCO}_3\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
 $2\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
9. $\text{MgSO}_4(\text{насыщ.}) + \text{CaCrO}_4(\text{насыщ.}) = \text{MgCrO}_4 + \text{CaSO}_4\downarrow$.
10. $\text{MgSO}_4(\text{насыщ.}) + \text{M}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{M}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}\downarrow$ (M = K⁺, NH₄⁺).

шённиты

105. MgCl_2 — ХЛОРИД МАГНИЯ

Хлоромagnesит, бишофит (гидрат). Белый, плавится без разложения, перегоняется в токе H₂. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по катиону), концентрированной хлороводородной кислоте. Реагирует со щелочами, аммиаком. Восстанавливается при электролизе расплава. Вступает в реакции обмена. Получение см. 99², 4, 7, 100², 5, 101², 5, 102⁴.

$$M_r = 95,21; \quad d = 2,32; \quad t_{\text{пл}} = 714^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1370^\circ \text{ C}; \quad k_s = 54,8^{(20)}, 65,8^{(80)}.$$

1. $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{MgCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (100–200° C, в токе HCl).
2. $\text{MgCl}_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (pH < 7, см. 103³).
3. $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{MgO} + 2\text{HCl}$ (500° C).

4. $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.
5. $\text{MgCl}_2(\text{насыщ.}) + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., гор}] = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
6. $\text{MgCl}_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{MgO} = 2\text{MgCl}(\text{OH})\downarrow$.
7. $\text{MgCl}_2 + \text{CaCl}_2 + 4\text{KHCO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{CaMg}(\text{CO}_3)_2\downarrow + 4\text{KCl} + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) + \text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Mg}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4\downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
(E = P, As).
9. $\text{MgCl}_2(\text{насыщ.}) + \text{KCl}(\text{насыщ.}) + 6\text{H}_2\text{O} = \text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}\downarrow(\text{карналлит})$.
10. $\text{MgCl}_2 + 6\text{NH}_3(\text{г}) = [\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.
11. $\text{MgCl}_{2(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Mg}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

106. Mg_3N_2 — ДИНИТРИД ТРИМАГНИЯ

Желто-зеленый. При нагревании разлагается. Реагирует с водой, кислотами. Окисляется O_2 воздуха при высоких температурах. Получение см. 99^{6, 9}.

$$M_r = 100,93;$$

$$d = 2,71.$$

1. $\text{Mg}_3\text{N}_2 = 3\text{Mg} + \text{N}_2$ (700–1500° C).
2. $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow$ (кип.).
3. $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 8\text{HCl}(\text{разб.}) = 3\text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $2\text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{O}_2 = 6\text{MgO} + 2\text{N}_2$ (500–800° C).

107. Mg_2Si — СИЛИЦИД ДИМАГНИЯ

Темно-голубой, термически устойчивый. Не реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Гидролизуется водой (легче горячей), разлагается кислотами, галогенами. Получение см. 99¹¹.

$$M_r = 76,70;$$

$$d = 1,94;$$

$$t_{\text{пл}} = 1085^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SiH}_4\uparrow$ (примеси $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$, $n > 1$).
2. $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{MgCl}_2 + \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$ (примесь SiH_4),
 $2\text{Mg}_2\text{Si} + 8\text{HCl} = 4\text{MgCl}_2 + \text{Si}\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow + \text{SiH}_4\uparrow$ (комн. в эфире).
3. $\text{Mg}_2\text{Si} \xrightarrow[\text{—Mg}_3(\text{PO}_4)_2]{\text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.})} \text{SiH}_4, \text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ (50–60° C, $n > 1$, примесь H_2).
4. $\text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = 2\text{MgCl}_2 + \text{Si}\downarrow$ (30–40° C, в жидк. CCl_4).
5. $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{NH}_4\text{Br} = \text{SiH}_4\uparrow + 2\text{MgBr}_2 + 4\text{NH}_3$ (в жидк. NH_3).

КАЛЬЦИЙ

108. Ca — КАЛЬЦИЙ

Щелочноземельный металл, серебристо-белый, пластичный, достаточно твердый. Во влажном воздухе покрывается оксидно-гидроксидной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в коричнево-красный цвет. Реакционноспособный, реагирует с кислородом, азотом, водородом, галогенами и другими неметаллами при нагревании. Сильный восстановитель, реагирует с водой, разбавленными кислотами, аммиаком. Получение см. 109¹, 110¹⁰, 117^{10, 11}.

$$M_r = 40,078; \quad d = 1,54; \quad t_{\text{пл}} = 842^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1495^\circ \text{ C}.$$

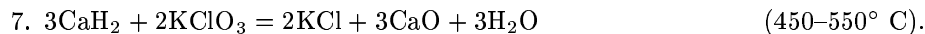
1. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (комн.),
 $2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CaO} + \text{CaH}_2$ (200–300° C).
2. $\text{Ca} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
3. $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3(\text{оч., разб.}) = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ (500–700° C).
5. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ (выше 300° C, сжигание на воздухе).
6. $\text{Ca} + \text{E}_2 = \text{CaE}_2$ (комн., E = F; 200–400° C, E = Cl, Br, I).
7. $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$ (150° C).
8. $3\text{Ca} + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2$ (200–450° C, сжигание на воздухе),
 $3\text{Ca} + 2\text{P}(\text{красн.}) = \text{Ca}_3\text{P}_2$ (350–450° C).
9. $\text{Ca} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{CaC}_2$ (550° C).
10. $\text{Ca} + 6\text{NH}_3(\text{г}) = [\text{Ca}(\text{NH}_3)_6](e^-)_{2(\text{г})}(\text{желт.})$ [комн.],
 $6\text{Ca} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{Ca}_3\text{N}_2 + 3\text{CaH}_2$ (600–650° C).
11. $\text{Ca} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Ca}(\text{NH}_3)_6](\text{син.})$ [–40° C, в атмосфере Ar],
 $\text{Ca} + 2\text{NH}_3(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{NH}_2)_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (кат. Pt).

109. CaH₂ — ГИДРИД КАЛЬЦИЯ

Белый, плавится без разложения в атмосфере H₂, при дальнейшем нагревании разлагается. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами. Окисляется на воздухе. Получение см. 108⁴, 117⁹.

$$M_r = 42,09; \quad d = 1,90; \quad t_{\text{пл}} \approx 1000^\circ \text{ C}.$$

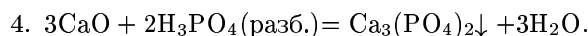
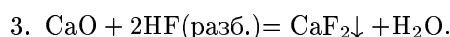
1. $\text{CaH}_2 = \text{Ca} + \text{H}_2$ (выше 1000° C).
2. $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{CaH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{CaH}_2 + \text{O}_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ (300–400° C).
5. $3\text{CaH}_2 + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (выше 1000° C).
6. $2\text{CaH}_2 + \text{TiO}_2 = 2\text{CaO} + \text{Ti} + \text{H}_2$ (750° C).



110. CaO — ОКСИД КАЛЬЦИЯ

Негашеная (жженная) известь. Белый, гигроскопичный. Тугоплавкий, термически устойчивый, летучий при очень высоких температурах. Энергично реагирует с водой (образуется щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 108⁵, 109⁴, 113¹.

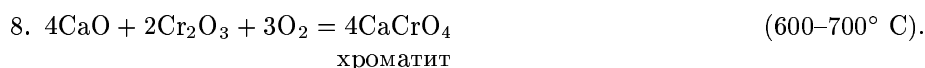
$$M_r = 56,08; \quad d = 3,35; \quad t_{\text{пл}} \approx 2614^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 2850^\circ \text{ C}.$$



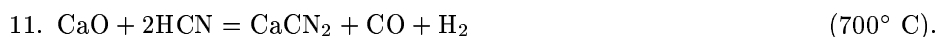
ВОЛДАСТОНИТ



перовскит



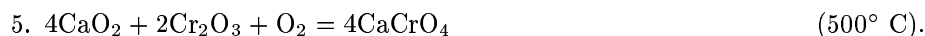
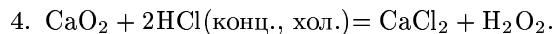
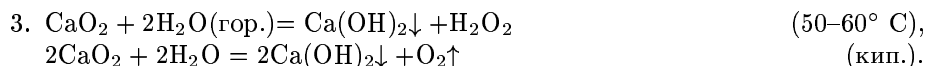
хроматит



111. CaO₂ — ПЕРОКСИД КАЛЬЦИЯ

Белый, при нагревании разлагается без плавления. Не реагирует с холодной водой. Полностью разлагается кипящей водой, сильными кислотами. Сильный окислитель в реакциях при спекании. Получение см. 112¹³.

$$M_r = 72,08; \quad d = 2,92.$$



112. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — ГИДРОКСИД КАЛЬЦИЯ

Гашеная известь, портландит. Белый, при нагревании разлагается без плавления. Плохо растворяется в воде (образуется разбавленный щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 108¹, 109², 110¹.

$$M_r = 74,09; \quad d = 2,08; \quad k_s = 0,160^{(20)}, 0,092^{(80)}.$$

1. $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ (520–580° C).
2. $\text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot (0,5 - 1)\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})} + (0,5 - 1)\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ (100° C, p).
3. $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{оч. разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{OH}^-$.
4. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{CaHPO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{EO}_2 = \text{CaEO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (E = C, S),
 $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) + 2\text{EO}_2 = \text{Ca}(\text{HEO}_2)_{2(\text{р})}$.
7. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{S} = \text{Ca}(\text{HS})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{B}(\text{OH})_3 = \text{Ca}(\text{BO}_2)_2\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
9. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO} = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2$ (400° C).
10. $2\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{суспензия, хол.}) + 2\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{суспензия, гор.}) + 6\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + 5\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
11. $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) + 2\text{NaClO}(\text{хол.}) = \text{Ca}(\text{ClO})_2\downarrow + 2\text{NaOH}$.
12. $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{P}_4(\text{бел.}) = 3\text{Ca}(\text{PH}_2\text{O}_2)_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$ (40–50° C).
13. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{CaO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (40–50° C).

113. CaCO_3 — КАРБОНАТ КАЛЬЦИЯ

Кальцит (тригональный), арагонит (ромбический). Белый, при прокаливании разлагается, плавится без разложения под избыточным давлением CO_2 . Практически не растворяется в воде, не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами, хлоридом аммония в растворе. Переводится в раствор избытком CO_2 , образуется гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (известный только в растворе), который определяет временную жесткость природных вод. Получение см. 110⁵, 112⁶, 117⁶.

$$M_r = 100,09; \quad d = 2,93; \quad t_{\text{пл}} = 1242^\circ \text{ C } (p); \quad \text{pPR}^{25} = 8,36.$$

1. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ (900–1200° C).
2. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = \text{CaF}_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{CaCO}_{3(\text{т})} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(\text{р})}$
5. $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$ (800° C).
6. $\text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3 = \text{CaCN}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (700–900° C).

7. $\text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (кип.).
8. $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{CaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (900° C).
9. $\text{CaCO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{CaO} + 2\text{CO}$ (800–850° C).

114. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ КАЛЬЦИЯ

Известковая (норвежская) селитра, нитрокальцит (гидрат). Белый, при плавлении разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Растворяется в азотной кислоте. В кислом растворе восстанавливается только атомным водородом. Вступает в реакции обмена. Получение см. 108³, 118³.

$$M_r = 164,09; \quad d = 2,36; \quad t_{\text{пл}} = 561^\circ \text{ C (разл.)} \quad k_s = 129,3^{(20)}, 358,7^{(80)}.$$

1. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ (450–500° C),
 $2\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 561° C).
2. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (60–100° C).
3. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}[(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ (рН 7).
4. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{NaNO}_3 + 2\text{HNO}_3$ (кип.).
6. $5\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 3(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] = \text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}\downarrow + 10\text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).

115. CaSO_4 — СУЛЬФАТ КАЛЬЦИЯ

Ангидрит, гипс (дигидрат), бассанит, или жженный гипс (гемигидрат). Белый. Весьма гигроскопичный. При плавлении разлагается. Мало растворяется в воде; растворимость повышается в присутствии NaCl, MgCl₂, хлороводородной и азотной кислот. Реагирует с концентрированной серной кислотой. Восстанавливается углеродом при спекании. Определяет постоянную жесткость природных вод. Получение см. 104⁷, 112⁴, 117⁸.

$$M_r = 136,14; \quad d = 2,96; \quad t_{\text{пл}} = 1450^\circ \text{ C (разл.);} \quad k_s = 0,206^{(20)}, 0,102^{(80)}.$$

1. $2\text{CaSO}_4 = 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1450° C).
2. $2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[20^\circ \text{ C}]{100-128^\circ \text{ C}} \text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O},$
 $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 + 0,5\text{H}_2\text{O}$ (163–200° C).
3. $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$.
4. $\text{CaSO}_4 + 3\text{C}(\text{кокс}) = \text{CaS} + 2\text{CO} + \text{CO}_2$ (900° C).
5. $\text{CaSO}_4 + 4\text{CO} = \text{CaS} + 4\text{CO}_2$ (600–800° C).
6. $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

116. CaF_2 — ФТОРИД КАЛЬЦИЯ

Флюорит. Белый. Плавится без разложения. Не растворяется в воде (растворимость повышается в присутствии солей аммония), кристаллогидратов

не образует. Химически пассивный, не реагирует с разбавленными кислотами, щелочами. Разлагается концентрированной серной кислотой. Получение см. 108⁶, 110³, 113³, 117⁷.

$$M_r = 78,07; \quad d = 3,18; \quad t_{\text{пл}} = 1419^\circ \text{ C}; \quad \rho_{\text{ПР}}^{25} = 10,40.$$

1. $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CaO} + 2\text{HF}$ (выше 800° C),
 $\text{CaF}_2(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + 2\text{HF}$ (1450° C).
2. $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}\uparrow$ ($130\text{--}200^\circ \text{ C}$).
3. $\text{CaF}_2(\text{т}) + 2\text{HF}(\text{конц}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{Ca}(\text{HF}_2)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}\downarrow$.

117. CaCl_2 — ХЛОРИД КАЛЬЦИЯ

Гидрофилит, антарктицит (гексагидрат). Белый, плавится без разложения. Расплавляется на воздухе из-за энергичного поглощения влаги. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Разлагается концентрированной серной кислотой. Вступает в реакции обмена. Получение см. 110⁹, 113².

$$M_r = 110,98; \quad d = 2,51; \quad t_{\text{пл}} = 782^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1960^\circ \text{ C}; \quad k_s = 74,5^{(20)}, 147,0^{(80)}.$$

1. $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ ($200\text{--}260^\circ \text{ C}$).
2. $\text{CaCl}_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$ (выше 425° C).
4. $\text{CaCl}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{CaCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.
6. $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$.
7. $\text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{F} = \text{CaF}_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
8. $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{KCl}$ (800° C).
9. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2 = \text{CaH}_2 + 2\text{HCl}$ ($600\text{--}700^\circ \text{ C}$; кат. Pt, Fe, Ni).
10. $3\text{CaCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + 2\text{AlCl}_3$ ($600\text{--}700^\circ \text{ C}$).
11. $\text{CaCl}_2(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Ca}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

118. CaS — СУЛЬФИД КАЛЬЦИЯ

Ольдгамит. Белый, при плавлении разлагается. Мало растворяется в холодной воде, кристаллогидратов не образует. Разлагается в кипящей воде, сильных кислотах. Восстановитель. Получение см. 108⁷, 109⁸, 113⁸, 115^{4, 5}.

$$M_r = 72,14; \quad d = 2,59; \quad t_{\text{пл}} \approx 2450^\circ \text{ C} (\text{разл.}); \quad k_s = 0,02^{(20)}.$$

1. $\text{CaS} = \text{Ca} + \text{S}$ (выше 2450° C).
2. $\text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{CaS} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$,
 $\text{CaS} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{CaS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.

5. $\text{CaS}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{Ca}(\text{HS})_{2(\text{р})}$ (комн.).
6. $\text{CaS} + 2\text{O}_2 = \text{CaSO}_4$ (700–800° С).

119. Ca_3P_2 — ДИФОСФИД ТРИКАЛЬЦИЯ

Красно-коричневый, плавится под избыточным давлением фосфора. Медленно разлагается во влажном воздухе, быстро при прокаливании. Гидролизуется водой, разлагается разбавленными кислотами. Окисляется фтором, кислородом. Получение см. 108⁸, 337⁴.

$$M_{\text{r}} = 182, 18; \quad d = 2, 51; \quad t_{\text{пл}} \approx 1600^\circ \text{ C}(p).$$

1. $2\text{Ca}_3\text{P}_2 = 6\text{Ca} + 2\text{P}_2$ (выше 1250° С).
2. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{PH}_3\uparrow$ (примеси P_2H_4 , H_2).
3. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{HCl}(\text{разб.}) = 3\text{CaCl}_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$.
4. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$.
5. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 4\text{O}_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (150° С).

120. CaC_2 — АЦЕТИЛЕНИД КАЛЬЦИЯ

Белый (технический продукт — карбид кальция — буро-черный из-за примеси угля). Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Полностью гидролизуется водой с выделением ацетилена, реагирует с кислотами. Восстановитель. Получение см. 108⁹, 110⁹, 214¹.

$$M_{\text{r}} = 64, 10; \quad d = 2, 22; \quad t_{\text{пл}} = 2160^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{CaC}_2 = \text{Ca} + 2\text{C}(\text{графит})$ [выше 2200° С].
2. $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{CaC}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{CaC}_2 + \text{H}_2 = \text{Ca} + \text{C}_2\text{H}_2$ (выше 2200° С).
5. $2\text{CaC}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{CaO} + 4\text{CO}_2$ (700–900° С, примесь CaCO_3).
6. $\text{CaC}_2 + 5\text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{CCl}_4$ (выше 250° С).
7. $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{Ca}(\text{CN})_2$ (300–350° С),
 $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{CaCN}_2 + \text{C}(\text{графит})$ [1100–1150° С].
8. $2\text{CaC}_2 + \text{N}_2 + 2\text{NH}_3 = 2\text{CaCN}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2$ (800–900° С).

СТРОНЦИЙ

121. Sr — СТРОНЦИЙ

Щелочноземельный металл. Светло-желтый, ковкий. На воздухе покрывается оксидно-нитридной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в ярко-красный цвет. Реакционноспособный; реагирует с кислородом, азотом,

водородом, галогенами при нагревании. Сильный восстановитель; окисляется водой, разбавленными кислотами, аммиаком. Получение см. 122⁷, 127⁶, 7, 128¹.

$$M_r = 87,62; \quad d = 2,630; \quad t_{пл} = 768^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 1390^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Sr} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (комн.),
 $2\text{Sr} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар.}) = \text{SrO} + \text{SrH}_2$ (200–300° C).
2. $\text{Sr} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{H}_2$.
3. $4\text{Sr} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{Sr} + 10\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) = 4\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Sr} + \text{H}_2 = \text{SrH}_2$ (200–500° C).
5. $\text{Sr} + \text{O}_2 = 2\text{SrO}$ (выше 250° C, сжигание на воздухе).
6. $\text{Sr} + \text{Cl}_2 = \text{SrCl}_2$ (200–400° C).
7. $3\text{Sr} + \text{N}_2 = \text{Sr}_3\text{N}_2$ (450–500° C, сжигание на воздухе).
8. $\text{Sr} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{SrC}_2$ (500° C).
9. $6\text{Sr} + \text{NH}_3(\text{г.}) = \text{Sr}_3\text{N}_2 + 3\text{SrH}_2$ (600–650° C).
10. $\text{Sr} + 6\text{NH}_3(\text{ж.}) = [\text{Sr}(\text{MH}_3)_6](\text{син.})$ [–40° C, в атмосфере Ar],
 $\text{Sr} + 2\text{NH}_3(\text{ж.}) = \text{Sr}(\text{NH}_2)_2\downarrow + \text{H}_2$ (кат. Pt).

122. SrO — ОКСИД СТРОНЦИЯ

Белый, тугоплавкий, термически устойчивый, летучий при высоких температурах. Реагирует с водой (образует щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO₂ из воздуха. Получение см. 121⁵, 123¹, 124¹, 7, 126¹.

$$M_r = 103,62; \quad d = 5,02; \quad t_{пл} = 2650^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} \approx 3000^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2$ (комн.).
2. $\text{SrO} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{SrO} + 2\text{HF}(\text{разб.}) = \text{SrF}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $3\text{SrO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{SrO} + \text{CO}_2 = \text{SrCO}_3$ (комн.).
6. $2\text{SrO} + \text{O}_2 = 2\text{SrO}_2$ (400° C, p).
7. $4\text{SrO} + 2\text{Al} = 3\text{Sr} + (\text{SrAl}_2)\text{O}_4$ (1200° C).

123. Sr(OH)₂ — ГИДРОКСИД СТРОНЦИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Умеренно растворяется в воде, образует разбавленный щелочной раствор. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 121¹, 122¹, 125, 4.

$$M_r = 121,63; \quad d = 3,625; \quad t_{пл} = 460^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0,81^{(20)}, 8,3^{(80)}.$$

1. $\text{Sr}(\text{OH})_2 = \text{SrO} + \text{H}_2\text{O}$ (500–850° C).

2. $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (100° C, вак.).
3. $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{оч. разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} + 2\text{OH}^-$ ($n = 6 \div 8$).
4. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{SrSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $3\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{EO}_2 = \text{SrEO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (E = C, S),
 $\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{EO}_2 = \text{Sr}(\text{HEO}_3)_2(\text{p})$.
8. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{SrF}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{насыщ., хол.}) + \text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} = \text{SrS}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

124. SrCO_3 — КАРБОНАТ СТРОНЦИЯ

Стронцианит. Белый, при прокаливании на воздухе разлагается, плавится при избыточном давлении CO_2 . Не растворяется в воде, не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами, хлоридом аммония в растворе. Переводится в раствор избытком CO_2 . Получение см. 123⁷, 126⁴.

$$M_r = 147,63; \quad d = 3,70; \quad t_{\text{пл}} = 1497^\circ \text{ C } (p); \quad \text{pПР}^{25} = 9,28.$$

1. $\text{SrCO}_3 = \text{SrO} + \text{CO}_2$ (1100–1200° C).
2. $\text{SrCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{SrCO}_3 + 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
4. $\text{SrCO}_3(\text{т}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Sr}(\text{HCO}_3)_2(\text{p})$.
5. $\text{SrCO}_3(\text{т}) + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц.}) = \text{SrCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
6. $\text{SrCO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{SrS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C, в токе H_2).
7. $\text{SrCO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{SrO} + 2\text{CO}$ (800–850° C).

125. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ СТРОНЦИЯ

Белый, при плавлении разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), концентрированных хлороводородной и азотной кислотах. В кислом растворе восстанавливается только атомным водородом. Вступает в реакции обмена. Получение см. 121³, 124³, 128⁷.

$$M_r = 211,63; \quad d = 2,99; \quad t_{\text{пл}} = 570^\circ \text{ C } (\text{разл.}); \quad k_s = 70,4^{(20)}, 98^{(80)}.$$

1. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 = \text{Sr}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ (450–500° C),
 $2\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{SrO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 570° C).
2. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (100° C).
3. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ ($n = 6 \div 8$, pH 7).
4. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2(\text{насыщ.}) + 2\text{NaOH}(\text{насыщ.}) = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ (комн.).
5. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{Sr}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$.

126. SrSO_4 — СУЛЬФАТ СТРОНЦИЯ

Целестин. Белый, при нагревании разлагается, плавится при избыточном давлении. Очень мало растворяется в воде (растворимость повышается в присутствии SrCl_2). Малореакционноспособный; не реагирует с кислотами (кроме концентрированной серной кислоты), щелочами. Восстанавливается углеродом при спекании. Получение см. 123⁵, 127⁴, 128⁶.

$$M_r = 183,68; \quad d = 3,96; \quad t_{\text{пл}} = 1500^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 0,013^{(20)}, 0,011^{(95)}.$$

1. $2\text{SrSO}_4 = 2\text{SrO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1300° C).
2. $\text{SrSO}_{4(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{Sr}(\text{HSO}_4)_{2(\text{р})}$.
3. $\text{SrSO}_4 + 3\text{C}(\text{кокс}) = \text{SrS} + 2\text{CO} + \text{CO}_2$ (800–1100° C).
4. $\text{SrSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{конц.})} = \text{SrCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

127. SrCl_2 — ХЛОРИД СТРОНЦИЯ

Белый, плавится без разложения. Расплавляется на воздухе. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), концентрированной хлороводородной кислоте. Разлагается концентрированной серной кислотой. Вступает в реакции обмена. Получение см. 121^{2, 6}, 123⁴, 124².

$$M_r = 158,53; \quad d = 3,052; \quad t_{\text{пл}} = 873^\circ \text{ C}; \quad k_s = 53,1^{(20)}, 93,1^{(80)}.$$

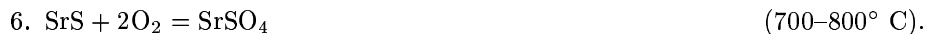
1. $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{SrCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (100–250° C).
2. $\text{SrCl}_2(\text{разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ($n = 6 \div 8$, pH 7).
3. $\text{SrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$ (до 500° C).
4. $\text{SrCl}_{2(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{SrSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{SrCl}_2(\text{насыщ.}) + 2\text{NaOH}(\text{насыщ.}) = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ (комн.).
6. $3\text{SrCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Sr} + 2\text{AlCl}_3$ (600–700° C).
7. $\text{SrCl}_{2(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Sr}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

128. SrS — СУЛЬФИД СТРОНЦИЯ

Белый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Мало растворяется в холодной воде, кристаллогидратов не образует. Разлагается кипящей водой, кислотами. Восстановитель. Поглощает CO_2 и влагу из воздуха. Получение см. 123⁹, 124⁶, 126³.

$$M_r = 119,69; \quad d = 3,65; \quad t_{\text{пл}} \approx 2000^\circ \text{ C } (\text{разл.}).$$

1. $\text{SrS} = \text{Sr} + \text{S}$ (выше 2000° C).
2. $\text{SrS} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{SrS} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$,
 $\text{SrS} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{SrS}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ., хол.}) = \text{Sr}(\text{HS})_{2(\text{р})}$.
5. $\text{SrS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SrCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.



БАРИЙ. РАДИЙ

129. Ва — БАРИЙ

Щелочноземельный металл. Серебристо-белый, ковкий, пластичный. На воздухе покрывается темной оксидно-нитридной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в желто-зеленый цвет. Реакционноспособный; реагирует с кислородом, азотом, водородом, галогенами и другими неметаллами. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, сероводородом, аммиаком. Получение см. 130¹, 131⁵.

$$M_r = 137,327; \quad d = 3,60; \quad t_{\text{пл}} = 727^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 1860^\circ \text{C}.$$

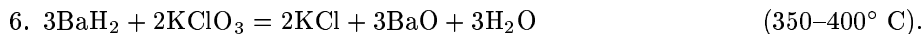
1. $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ (комн.).
2. $\text{Ba} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
3. $4\text{Ba} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{Ba} + 10\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) = 4\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Ba} + \text{H}_2 = \text{BaH}_2$ (150–300° C).
5. $3\text{Ba} + 2\text{O}_2 = 2\text{BaO} + \text{BaO}_2$ (до 500° C, сгорание на воздухе),
 $2\text{Ba} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$ (выше 800° C).
6. $\text{Ba} + \text{E}_2 = \text{BaE}_2$ (100–150° C; E = F, Cl, Br, I).
7. $\text{Ba} + \text{S} = \text{BaS}$ (150° C).
8. $3\text{Ba} + \text{N}_2 = \text{Ba}_3\text{N}_2$ (200–460° C, сгорание на воздухе).
9. $\text{Ba} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{BaC}_2$ (500° C).
10. $\text{Ba} + \text{H}_2\text{S} = \text{BaS} + \text{H}_2$ (выше 350° C).
11. $6\text{Ba} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{Ba}_3\text{N}_2 + 3\text{BaH}_2$ (600–650° C).
12. $\text{Ba} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Ba}(\text{NH}_3)_6](\text{син.})$ [–40° C, в атмосфере Ar],
 $\text{Ba} + 2\text{NH}_3(\text{ж}) = \text{Ba}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2$ (кат. Pt).
13. $2\text{Ba} + 3\text{CO}_2 = 2\text{BaCO}_3 + \text{C}(\text{графит})$ [комн.].

130. ВаН₂ — ГИДРИД БАРИЯ

Белый, при нагревании плавится и разлагается. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами. Окисляется на воздухе. Получение см. 129⁴.

$$M_r = 139,34; \quad d = 4,15; \quad t_{\text{пл}} = 675^\circ \text{C} (\text{разл.}).$$

1. $\text{BaH}_2 = \text{Ba} + \text{H}_2$ (выше 675° C).
2. $\text{BaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{BaH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{BaH}_2 + \text{O}_2 = \text{BaO} + \text{H}_2\text{O}$ (150–200° C).
5. $3\text{BaH}_2 + \text{N}_2 = \text{Ba}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (400–450° C).



131. BaO — ОКСИД БАРИЯ

Белый, тугоплавкий, термически устойчивый, летучий при высоких температурах. Энергично реагирует с водой (образуется щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 129⁵, 132¹, 134^{1, 5}, 135¹.

$$M_r = 153,33; \quad d = 5,72; \quad t_{\text{пл}} \approx 2020^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$.
2. $\text{BaO} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
3. $2\text{BaO} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}_2$ (до 500° C).
4. $\text{BaO} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3$ (комн.).
5. $3\text{BaO} + \text{Si} = \text{BaSiO}_3 + 2\text{Ba}$ (1200° C),
 $3\text{BaO} + 2\text{Al} = 2\text{Ba} + (\text{BaAl}_2)\text{O}_4$ ($1100\text{--}1200^\circ \text{ C}$).

132. BaO₂ — ПЕРОКСИД БАРИЯ

Белый, при сильном нагревании разлагается. Плохо растворяется в холодной воде. Полностью гидролизует теплой водой, разлагается кипящей водой, кислотами. В растворе проявляет окислительно-восстановительные свойства. Сильный окислитель в реакциях при сплавлении. Получение см. 129⁵, 131³, 133⁸.

$$M_r = 169,33; \quad d = 4,96; \quad t_{\text{пл}} = 450^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 0,168^{(20)}.$$

1. $2\text{BaO}_2 = 2\text{BaO} + \text{O}_2$ (выше 790° C).
2. $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{BaO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (100° C , вак.).
3. $\text{BaO}_{2(\text{т})} + 9\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$,
 $\text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2$ ($50\text{--}60^\circ \text{ C}$),
 $2\text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{O}_2\uparrow$ (кип.).
4. $\text{BaO}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц., хол.}) = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$.
5. $\text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{FeSO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{BaO}_2 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_{2(\text{р})} = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}_{(\text{ж})}\downarrow + \text{O}_2\uparrow$.
7. $\text{BaO}_2 + 2\text{KOH} + 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{O}_2\uparrow$.
8. $4\text{BaO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 = 4\text{BaCrO}_4$ ($700\text{--}900^\circ \text{ C}$).
9. $\text{BaO}_2 + \text{O}_2 = \text{Ba}(\text{O}_2^-)_2$ (до 100° C , p).
10. $\text{BaO}_2 + 2\text{O}_3 = \text{Ba}(\text{O}_3^-)_2 + \text{O}_2$ (-80° C , в жидк. CCl_2F_2).

133. Ba(OH)₂ — ГИДРОКСИД БАРИЯ

Едкий барит. Белый, плавится без разложения. При дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, образует сильнощелочной раствор. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 129¹, 131¹, 138³.

$$M_r = 171,34; \quad d = 4,5; \quad t_{\text{пл}} = 408^\circ \text{ C}; \quad k_s = 3,89^{(20)}, 101,4^{(80)}.$$

1. $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaO} + \text{H}_2\text{O}$ (780–800° C).
2. $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (125–130° C, вак.).
3. $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + 2\text{OH}^-$.
4. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{BaF}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $3\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{BaHPO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{EO}_2 = \text{BaEO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (E = C, S),
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{EO}_2 = \text{Ba}(\text{HEO}_3)_2$.
8. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{BaO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (0° C).
9. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{Ba}(\text{HS})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S}(\text{разб.}) = \text{BaS} + 2\text{H}_2\text{O}$.
10. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{KOH}$.
11. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{MnS}_2\text{O}_6 = \text{BaS}_2\text{O}_6 + \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ (40–70° C).
12. $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) + 2\text{NH}_4\text{ClO}_3(\text{конц.}) = \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).

134. BaCO_3 — КАРБОНАТ БАРИЯ

Витерит. Белый, при нагревании на воздухе разлагается, плавится под избыточным давлением CO_2 . Не растворяется в воде. Частично переводится в раствор избытком CO_2 . Разлагается разбавленными кислотами. Получение см. 131⁴, 133⁷, 137⁵, 138¹¹.

$$M_r = 197,34; \quad d = 4,43; \quad t_{\text{пл}} = 1555^\circ \text{ C } (p); \quad \text{pPP}^{25} = 8,31.$$

1. $\text{BaCO}_3 = \text{BaO} + \text{CO}_2$ (1000–1450° C).
2. $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{BaCO}_3(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2(\text{р})$.
4. $\text{BaCO}_3 + 2\text{HF} = \text{BaF}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1100° C),
 $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{BaS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (1000° C, в токе H_2).
5. $\text{BaCO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{BaO} + \text{CO}$ (выше 1000° C).

135. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ БАРИЯ

Баритовая селитра, нитробарит. Белый, при нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), мало растворяется в насыщенных растворах хлорида и нитрата кальция, не растворяется в концентрированной азотной кислоте. В кислом растворе восстанавливается атомным водородом. Вступает в реакции обмена. Получение см. 129³, 138⁷.

$$M_r = 261,34; \quad d = 3,23; \quad t_{\text{пл}} = 594^\circ \text{ C } (\text{разл.});$$

$$k_s = 9,05^{(20)}, 26,64^{(80)}.$$

1. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ (594–620° C),
 $2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{BaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (620–670° C).
2. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ (рН 7).
3. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$.
5. $3\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{NaNO}_3 + 2\text{HNO}_3$ (кип.).

136. BaSO_4 — СУЛЬФАТ БАРИЯ

Барит. Белый, тяжелый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Не растворяется в воде. Кристаллогидратов не образует. Малореакционно-способный, не реагирует с кислотами (кроме концентрированной серной). Восстанавливается углеродом при спекании. Получение см. 133⁴, 137⁵.

$$M_r = 233,39; \quad d = 4,50; \quad t_{\text{пл}} = 1580^\circ \text{ C (разл.);} \quad \text{рПР}^{25} = 9,74.$$

1. $2\text{BaSO}_4 = 2\text{BaO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1580° C).
2. $\text{BaSO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{HSO}_4)_2(\text{р})$ (20–50° C).
3. $\text{BaSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{конц., хол.}) \rightleftharpoons (\text{BaOH})_2\text{SO}_4(\text{р}) + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (20–40° C).
4. $\text{BaSO}_4 + 4\text{C}(\text{кокс}) = \text{BaS} + 4\text{CO}$ (1100–1200° C).
5. $\text{BaSO}_4 + 4\text{CO} = \text{BaS} + 4\text{CO}_2$ (600–800° C),
 $\text{BaSO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{BaS} + 4\text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C).

137. BaCl_2 — ХЛОРИД БАРИЯ

Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), концентрированной азотной кислоте. Не растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте. Разлагается концентрированной серной кислотой. Вступает в реакции обмена. Получение см. 133⁴, 134², 138⁹.

$$M_r = 208,23; \quad d = 3,856; \quad t_{\text{пл}} = 961^\circ \text{ C}; \quad k_s = 36,2^{(20)}, 52,2^{(80)}.$$

1. $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 113° C).
2. $\text{BaCl}_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{BaO} + 2\text{HCl}$ (900–950° C).
4. $\text{BaCl}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$,
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$.
6. $\text{BaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 6\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2(\text{анод})$.

138. BaS — СУЛЬФИД БАРИЯ

Белый, термически устойчивый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворяется в большом количестве воды (сильный гидролиз по аниону). Разлагается в кипящей воде, кислотах. Восстановитель, медленно окисляется растворенным в воде кислородом. Поглощает CO_2 и влагу из воздуха. Получение см. 129^{7, 10}, 134⁴, 136^{4, 5}.

$$M_r = 169,39; \quad d = 4,36; \quad t_{пл} \approx 2000^\circ \text{ C (разл.);}$$

$$k_s = 7,86^{(20)}, 49,91^{(80)}.$$

1. $\text{BaS} = \text{Ba} + \text{S}$ (выше 2000° C).
2. $\text{BaS(насыщ.)} + 14\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ba(HS)}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \downarrow + \text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} \downarrow$ (комн.).
3. $\text{BaS}_{(т)} + 2\text{H}_2\text{O(пар)} = \text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{S}$ (450° C , в токе CO_2).
4. $\text{BaS(разб.)} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ (кип.).
5. $\text{BaS(разб.)} + 8\text{H}_2\text{O(хол.)} = [\text{Ba(H}_2\text{O)}_8]^{2+} + \text{S}^{2-}$,
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1,09$.
6. $\text{BaS} + 2\text{HCl(разб.)} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$.
7. $\text{BaS} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Ba(NO}_3)_2 + \text{S} \downarrow + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
8. $\text{BaS} + \text{O}_2 = \text{BaSO}_4$ ($1000\text{--}1050^\circ \text{ C}$).
9. $\text{BaS(насыщ.)} + \text{CaCl}_2(\text{насыщ.}) = \text{CaS} \downarrow + \text{BaCl}_2$.
10. $\text{BaS} + \text{H}_2\text{S(насыщ.)} = \text{Ba(HS)}_2$.
11. $\text{BaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{S} \uparrow$,
 $2\text{BaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{Ba(HS)}_2$.

139. Ba(HS)_2 — ГИДРОСУЛЬФИД БАРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде (слабый гидролиз по аниону). Разлагается в кипящей воде, реагирует с разбавленными кислотами, нейтрализуется щелочами. Восстановитель, медленно окисляется растворенным в воде O_2 . Получение см. 133⁹, 138¹¹.

$$M_r = 203,48; \quad k_s = 48,8^{(20)}, 63,9^{(80)}.$$

1. $\text{Ba(HS)}_2 = \text{BaS} + \text{H}_2\text{S}$ (выше 450° C).
2. $\text{Ba(HS)}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{Ba(HS)}_2(\text{насыщ.}) + 4\text{H}_2\text{O}$ (20° C),
 $\text{Ba(HS)}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Ba(HS)}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (50° C , вак.).
3. $\text{Ba(HS)}_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba(H}_2\text{O)}_8]^{2+} + 2\text{HS}^-$,
 $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7,02$.
4. $\text{Ba(HS)}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \uparrow$ (кип.).
5. $\text{Ba(HS)}_2 + 2\text{HCl(разб.)} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \uparrow$.
6. $\text{Ba(HS)}_2 + 6\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Ba(NO}_3)_2 + 2\text{S} \downarrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{Ba(HS)}_2 + \text{Ba(OH)}_2 = \text{BaS} + 2\text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Ba(HS)}_2 + \text{O}_2 = \text{Ba(OH)}_2 + 2\text{S} \downarrow$.

140. Ra — РАДИЙ

Щелочноземельный металл. Белый, блестящий, мягкий. Радиоактивен, наиболее долгоживущий изотоп ^{226}Ra . Реакционноспособен, на воздухе покрывается темной оксидно-нитридной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в темно-красный цвет. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, хлором, серой. Миллиграммовые количества радия выделяют

при переработке урановых руд в виде RaCl_2 . Получают электролизом раствора RaCl_2 на ртутном катоде.

$$M_r = 226,025; \quad d \approx 6; \quad t_{\text{пл}} = 969^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1536^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Ra} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ra}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$.
2. $\text{Ra} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{RaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{Ra} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{RaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\uparrow$.
4. $4\text{Ra} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Ra}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{Ra} + \text{O}_2 = 2\text{RaO}$ (100° C, сгорание на воздухе).
6. $\text{Ra} + \text{Cl}_2 = \text{RaCl}_2$ (комн.).
7. $3\text{Ra} + \text{N}_2 = \text{Ra}_3\text{N}_2$ (100° C, сгорание на воздухе).
8. $\text{Ra} + \text{S} = \text{RaS}$ (150° C).
9. $\text{Ra} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{RaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$.

ХИМИЯ *p*-ЭЛЕМЕНТОВ

ЭЛЕМЕНТЫ IIIА-ГРУППЫ

БОР

141. В — БОР

Неметалл. Серо-черный (кристаллический) или коричневый (аморфный). Тугоплавкий, очень твердый, хрупкий. Химически пассивный; не реагирует с водородом, водой, разбавленными кислотами, щелочами в разбавленном растворе. Реагирует с водяным паром, концентрированной азотной кислотой, галогенами, азотом, фторо- и сероводородом, щелочами и аммиаком при нагревании. Получение см. 142¹, 144⁷, 150³, 151¹.

$$M_r = 10,811; \quad d = 2,340; \quad t_{пл} = 2075^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 3700^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{B} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$ (700–800° C).
2. $\text{B} + 3\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{B}(\text{OH})_4\downarrow + 3\text{NO}_2\uparrow$.
3. $2\text{B}(\text{аморфн.}) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$.
4. $4\text{B} + 4\text{NaOH} + 3\text{O}_2 = 4\text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).
5. $4\text{B} + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3$ (700° C, сжигание на воздухе).
6. $2\text{B} + 3\text{E}_2 = 2\text{BE}_3$ (30° C, E = F; выше 400° C, E = Cl, Br, I).
7. $2\text{B} + 3\text{S} = \text{B}_2\text{S}_3$ (выше 600° C).
8. $2\text{B} + \text{N}_2 = 2\text{BN}$ (900–1000° C).
9. $\text{B} + \text{P}(\text{красн.}) = \text{BP}$ (900–1200° C).
10. $4\text{B} + \text{C}(\text{графит}) = \text{B}_4\text{C}$ (выше 2000° C, примесь B_{13}C_2).
11. $2\text{B} + 6\text{HE} = \text{BE}_3 + 3\text{H}_2$ (400–500° C, E = F, Cl),
 $2\text{B} + 3\text{H}_2\text{S} = \text{B}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2$ (800–900° C),
 $2\text{B} + 2\text{NH}_3 = 2\text{BN} + 3\text{H}_2$ (1000–1200° C).
12. $5\text{B} + 3\text{NO} = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{BN}$ (800° C).
13. $2\text{B} + 3\text{CO} = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(\text{графит})$ [1400° C],
 $4\text{B} + 3\text{CS}_2 = 2\text{B}_2\text{S}_3 + 3\text{C}(\text{графит})$ [930° C].
14. $4\text{B} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{Si}$ (1300–1500° C).

142. B_2H_6 — ДИБОРАН(6)

Родоначальник гомологического ряда бороводородов с общей формулой B_nH_{n+4} . Бесцветный газ, термически неустойчивый. Реакционноспособный; реагирует с водой, O_2 воздуха, щелочами, аммиаком. Получение см. 158⁶, 159⁵, 175⁵.

$$M_r = 27, 67; \quad \rho = 1, 234 \text{ г/л (н. у.)}; \quad t_{\text{пл}} = -165, 5^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = -92, 5^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{B}_2\text{H}_6 = 2\text{B} + 3\text{H}_2$ (300–550° C).
2. $\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{B}_2\text{H}_6 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 6\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{B}_2\text{H}_6 + 3\text{O}_2 = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (сгорание на воздухе).
5. $\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3 + 6\text{HCl}$.
6. $2\text{B}_2\text{H}_6 + 2(\text{Na}, \text{Hg}) = \text{Na}[\text{BH}_4]\downarrow + \text{Na}[\text{B}_3\text{H}_8] + 2\text{Hg}_{(\text{ж})}$ (в эфире).
7. $\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{HCl} = 2\text{BCl}_3 + 6\text{H}_2$.
8. $3\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{NH}_3 = 2\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 12\text{H}_2$ (180–190° C).
9. $\text{B}_2\text{H}_6 + 2\text{LiH} = 2\text{Li}[\text{BH}_4]$ (кип., в эфире).

143. B_4H_{10} — ТЕТРАБОРАН(10)

Родоначальник гомологического ряда бороводородов с общей формулой B_nH_{n+6} . Бесцветный газ, термически неустойчивый. Устойчив на воздухе. Медленно разлагается водой, быстро — щелочами в растворе. Реагирует с кислородом, хлором, аммиаком. Получение см. 144⁸.

$$M_r = 53, 32; \quad \rho = 2, 397 \text{ г/л (н. у.)}; \quad t_{\text{пл}} = -120^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = +18^\circ \text{ C (разл.)}.$$

1. $\text{B}_4\text{H}_{10} \longrightarrow \text{B}_2\text{H}_{6(\text{г})}, \text{B}_5\text{H}_{9(\text{г})}, \text{B}_{10}\text{H}_{14(\text{ж})}, (\text{BH})_{n(\text{т})}$ (выше 100° C).
2. $\text{B}_4\text{H}_{10} + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 11\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{B}_4\text{H}_{10} + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 11\text{H}_2\uparrow$.
4. $2\text{B}_4\text{H}_{10} + 11\text{O}_2 = 4\text{B}_2\text{O}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ (сжигание на воздухе).
5. $2\text{B}_4\text{H}_{10} + 17\text{Cl}_2 = 8\text{BCl}_3 + 10\text{HCl}$.
6. $3\text{B}_4\text{H}_{10} + 12\text{NH}_3 = 4\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 21\text{H}_2$ (200° C, p).

144. B_2O_3 — ТРИОКСИД ДИБОРА

Белый, аморфный или кристаллический, очень твердый, гигроскопичный, низкоплавкий, термически устойчивый. Кристаллический — химически пассивен. Аморфный реагирует с водой, щелочами, концентрированной фтороводородной кислотой. Восстанавливается металлами, углеродом. Получение см. 141⁵, 142⁴, 145¹, 147⁸.

$$M_r = 69, 62; \quad d = 1, 84(\text{аморфн.}), 2, 46; \quad t_{\text{пл}} = 450^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} \approx 2000^\circ \text{ C}; \quad k_s = 2, 2^{(20)}, 9, 5^{(80)}.$$

1. $\text{B}_2\text{O}_3(\text{аморфн.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow$.
2. $2\text{B}_2\text{O}_3(\text{аморфн.}) + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{B}_2\text{O}_3(\text{аморфн.}) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4]$ (комн.).
3. $\text{B}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaBO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (400–550° C).

4. $\text{B}_2\text{O}_3(\text{аморфн.}) + 8\text{HF}(\text{конц.}) = 2\text{H}[\text{BF}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{CaF}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{BF}_3\uparrow + 3\text{CaSO}_4\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
6. $\text{B}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3 = 2\text{BN} + 3\text{H}_2\text{O}$ (2000° C, кат. C, Mg).
7. $\text{B}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{B}$ (800–900° C).
8. $\text{B}_2\text{O}_3 + 6\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{B}_2 + 3\text{MgO}$ (750–900° C),
 $\text{Mg}_3\text{B}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{B}_4\text{H}_{10}(\text{ж}) + \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$ (до +10° C).
9. $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(\text{кокс}) + 3\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3 + 3\text{CO}$ (1000° C).

145. $\text{B}(\text{OH})_3$ — ТРИГИДРОКСИД БОРА

Сассолин. Белый, разлагается при нагревании, перегоняется с водяным паром, окрашивает пламя горелки в зеленый цвет. Растворяется в воде (растворимость сильно повышается с ростом температуры), образует гидрат, проявляющий слабые кислотные свойства. Реагирует со щелочами, концентрированной фтороводородной кислотой. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 141², 147³, 150¹, 160⁶.

$$M_r = 61,83; \quad d = 1,435; \quad t_{\text{пл}} = 170^\circ \text{ C } (p);$$

$$k_s = 4,87^{(20)}, 23,54^{(80)}.$$

1. $\text{B}(\text{OH})_3 = \text{HBO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (70–160° C),
 $2\text{B}(\text{OH})_3 = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (235° C).
2. $\text{B}(\text{OH})_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} = [\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3]$,
 $[\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3] + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{B}(\text{OH})_4]^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_K = 9,24$.
3. $4\text{B}(\text{OH})_3 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{B}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}(\text{насыщ.}) = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4]$.
4. $\text{B}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).
5. $2\text{B}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaBO}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (выше 850° C).
6. $\text{B}(\text{OH})_3 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}[\text{BF}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{B}(\text{OH})_3 + 3\text{HSO}_3\text{F}(\text{ж}) = 3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BF}_3\uparrow$ (30–55° C).

146. NaBO_2 — МЕТАБОРАТ НАТРИЯ

Белый, гигроскопичный, плавится без разложения. При обработке холодной водой анион BO_2^- переходит в $[\text{B}(\text{OH})_4]^-$. Разлагается горячей водой, кислотами. Получение см. 29¹⁶, 141⁴, 147⁴, 160¹.

$$M_r = 65,80; \quad d = 2,34; \quad t_{\text{пл}} = 965^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1434^\circ \text{ C}; \quad k_s = 25,4^{(20)}, 31,4^{(80)}.$$

1. $\text{NaBO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{B}(\text{OH})_4]^-$ ($\text{pH} > 7$, см. 160³).
2. $4\text{NaBO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{NaOH}$.
3. $\text{NaBO}_2 + \text{HCl}(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaCl} + [\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3]$.
4. $2\text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow$.

147. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — ТЕТРАБОРАТ НАТРИЯ

Бура, или тинкал (гидрат). Белый, плавится без разложения. Умеренно растворяется в воде, подвергается гидролизу по аниону (с изменением состава). Реагирует с сильными кислотами, щелочами, триоксидом дибора. Получение см. 144², 145³, 160⁴.

$$M_r = 201,22; \quad d = 2,367; \quad t_{\text{пл}} = 741^\circ \text{ C}; \quad k_s = 2,5^{(20)}, 24,3^{(80)}.$$

1. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$ (380° C).
2. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ (точнее $[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4]^{2-}$),
 $\text{B}_4\text{O}_7^{2-} + 11\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4[\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3] + 2\text{OH}^-$; $pK_0 = 7,89$.
3. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) + 9\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaCl} + 4[\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3]$,
 $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 5\text{H}_2\text{O} = 4\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 2\text{NaHSO}_4$ (40–50° C).
4. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH}(\text{насыщ.}) = 4\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4]$,
 $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{NaOH} = 4\text{NaBO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (700–750° C).
5. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 3\text{B}_2\text{O}_3 = 2\text{NaB}_5\text{O}_8$ (650–700° C).
6. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{CoO} = 2\text{NaBO}_2 + \text{Co}(\text{BO}_2)_2(\text{син.})$ [750–800° C].
7. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{NaOH} + 4\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) + 11\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_2[\text{B}_2(\text{O}_2^{2-})_2(\text{OH})_4] \cdot 6\text{H}_2\text{O}\downarrow$.
8. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 12\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 4\text{B}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})_3\uparrow + 2\text{NaHSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $2\text{B}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})_3 + 18\text{O}_2 = \text{B}_2\text{O}_3 + 12\text{CO}_2 + 15\text{H}_2\text{O}$ (сгорание на воздухе).

148. NaB_5O_8 — ОКТАОКСОПЕНТАБОРАТ(III) НАТРИЯ

Белый, плавится с разложением. Растворяется в воде с изменением состава аниона. Реагирует с кислотами, щелочами. Получение см. 147⁵.

$$M_r = 205,04; \quad t_{\text{пл}} = 785^\circ \text{ C (разл.)}; \quad k_s = 9,24^{(0)}, 11,9^{(20)}.$$

1. $\text{NaB}_5\text{O}_8 = \text{NaBO}_2 + 2\text{B}_2\text{O}_3$ (выше 785° C).
2. $\text{NaB}_5\text{O}_8 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \text{NaB}_5\text{O}_8 + 5\text{H}_2\text{O}$ (350° C).
3. $\text{NaB}_5\text{O}_8(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{B}_5\text{O}_6(\text{OH})_4]^-$.
4. $\text{NaB}_5\text{O}_8 + \text{HCl}(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = \text{NaCl} + 5[\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3]$.
5. $2\text{NaB}_5\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 14\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_4 + 10\text{B}(\text{OH})_3\downarrow$.
6. $\text{NaB}_5\text{O}_8 + 8\text{H}_2\text{O} + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = 5\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4]$.

149. BF_3 — ТРИФТОРИД БОРА

Бесцветный газ. Гидролизует в влажном воздухе и воде. Образует аддукты с органическими растворителями. Реагирует со щелочами. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 141⁶, 144⁵, 145⁷, 157^{1, 4}.

$$M_r = 205,04; \quad \rho = 3,209 \text{ г/л (н. у.)}; \quad t_{\text{пл}} = -128,36^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = -100,3^\circ \text{ C}; \quad \nu_s = 106^{(0)},$$

1. $\text{BF}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = (\text{H}_3\text{O})[\text{B}(\text{OH})\text{F}_3]_{(\text{т})}$ (до 6° C).

2. $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} = [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]$ (8–18° C),
 $[\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3] + \text{H}_2\text{O} = [\text{B}(\text{OH})\text{F}_3]^- + \text{H}_3\text{O}^+.$
3. $4\text{BF}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}[\text{BF}_4] + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow$ (20–80° C).
4. $16\text{BF}_3 + 14\text{NaOH}(\text{разб., хол.}) = 12\text{Na}[\text{BF}_4] + \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O}.$
5. $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 = [\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3]$ (до 0° C).
6. $\text{BF}_3 + \text{MF}_{(\text{p})} = \text{M}[\text{BF}_4]_{(\text{p})}$ (M = Na⁺, NH₄⁺),
 $\text{BF}_3 + \text{MF}_{(\text{p})} = \text{M}[\text{BF}_4]\downarrow$ (M = K, Rb, Cs).

150. BCl_3 — ТРИХЛОРИД БОРА

Бесцветный газ. Гидролизуется во влажном воздухе и в воде. Реакционно-способный; реагирует со щелочами, водородом, фтором. Легко переводится в другие соединения бора. Получение см. 141⁶, 144⁹.

$$M_r = 117,17; \quad d_{(\text{ж})} = 1,434^{(0)}, 1,343^{(11)}; \quad t_{\text{пл}} = -107^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = +12,5^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{BCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HCl}.$
2. $4\text{BCl}_3 + 14\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 12\text{NaCl} + 7\text{H}_2\text{O},$
 $\text{BCl}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}.$
3. $2\text{BCl}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{B} + 6\text{HCl}$ (800–1200° C).
4. $2\text{BCl}_3 + 3\text{F}_2 = 2\text{BF}_3 + 3\text{Cl}_2$ (комн.).
5. $\text{BCl}_3 + 4\text{NH}_3 = \text{BN} + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ (500–1000° C, в токе H₂).
6. $\text{BCl}_3 + \text{AlP} = \text{BP} + \text{AlCl}_3$ (950° C).

151. BI_3 — ТРИИОДИД БОРА

Белый, низкоплавкий, легколетучий. Неустойчив на свету. Полностью гидролизуется водой, реагирует со щелочами. Восстановитель. Окисляется кислородом. Получение см. 141⁶, 158⁵.

$$M_r = 391,52; \quad d = 3,35; \quad t_{\text{пл}} = 49,7^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 209,5^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{BI}_3 = 2\text{B} + 3\text{I}_2$ (выше 700° C или на свету).
2. $\text{BI}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HI}.$
3. $8\text{BI}_3 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 8\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 12\text{I}_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.),
 $2\text{BI}_3 + 2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}\uparrow$ (кип.).
4. $4\text{BI}_3 + 14\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 12\text{NaI} + 7\text{H}_2\text{O},$
 $\text{BI}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 3\text{NaI}.$
5. $2\text{BI}_3 + 9\text{O}_2 = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{I}_2\text{O}_5$ (150–175° C).

152. B_2S_3 — ТРИСУЛЬФИД ДИБОРА

Белый, низкоплавкий, перегоняется в токе H₂S. Растворяется в жидком аммиаке. Химически активный, реагирует с водой, кислотами. Получение см. 141^{7, 11, 13}.

$$M_r = 391,52; \quad d = 3,35; \quad t_{\text{пл}} > 310^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{B}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$.
2. $\text{B}_2\text{S}_3 + 9\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 12\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{B}_2\text{S}_3 + 24\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 24\text{NO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (кип.).

153. BN — МОНОНИТРИД БОРА

Белый, графитоподобный (α -модификация — белый графит) или алмазоподобный (β -модификация — боразон). Тугоплавкий, термически устойчивый, очень твердый (β -модификация). Малореакционноспособный (особенно β -модификация); не реагирует с жидкой водой, кислотами. Разлагается щелочами в растворе. Реагирует с концентрированной фтороводородной кислотой, галогенами. Получение см. 141^{8, 11}, 144⁶, 150⁵.

$$M_r = 24, 82; \quad d = 2, 29(\alpha), 3, 45(\beta);$$

$$t_{\text{пл}}(p) = 2800^\circ \text{ C}(\alpha), 3200^\circ \text{ C}(\beta).$$

1. $\alpha\text{-BN} \longrightarrow \beta\text{-BN}$ (выше 1350° C , p , кат. Na).
2. $2(\alpha\text{-BN}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{B}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3$ (800° C).
3. $\alpha\text{-BN} + \text{NaOH}(\text{конц.}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3\uparrow$ (кип.).
4. $\text{BN} + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{NH}_4[\text{BF}_4]$ (комн.).
5. $4(\alpha\text{-BN}) + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3 + 2\text{N}_2$ (выше 700° C).
6. $2\text{BN} + 3\text{F}_2 = 2\text{BF}_3 + \text{N}_2$ (комн.).
7. $2(\alpha\text{-BN}) + 3\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3 + \text{N}_2$ (выше 700° C).

154. $\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3$ — БОРАЗИН

Боразол. Бесцветная жидкость с запахом бензола (неорганический бензол). Имеет циклическое строение $(\text{BH}_3)_3(\text{NH}_3)_3$. Разлагается на свету. Реагирует с водой (медленно — с холодной, быстро — с горячей), щелочами, кислородом. Получение см. 142⁸, 143⁶, 158⁷.

$$M_r = 80, 50; \quad d = 0, 824^{(0)}; \quad t_{\text{пл}} = -56^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = +55^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 = 3\text{BN} + 3\text{H}_2$ (300° C или на свету).
2. $\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 9\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 3\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_3\uparrow + 3\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 3\text{NaOH}(\text{конц.}) + 12\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 3\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$.
4. $4\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 21\text{O}_2 = 6\text{B}_2\text{O}_3 + 12\text{NO} + 12\text{H}_2\text{O}$ (электрич. разряд).

155. BP — МОНОФОСФИД БОРА

Светло-коричневый, очень твердый, термически устойчивый, при сильном нагревании плавится и частично разлагается. Химически пассивный; не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Разлагается в концентрированных серной и азотной кислотах. Реагирует с кислородом, серой, перегретым водяным паром, щелочами при спекании. Получение см. 141⁹, 150⁶.

$$M_r = 391, 52; \quad t_{\text{пл}} > 2000^\circ \text{ C} (\text{разл}).$$

1. $4\text{BP}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{P}_4 + 4\text{B}$ (выше 2000°C).
2. $\text{BP} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{пар.}) = \text{B}(\text{OH})_3 + \text{PH}_3$ (100°C).
3. $\text{BP} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + \text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{BP} + 8\text{HNO}_3(\text{конц., хол.}) = (\text{BP})\text{O}_4\downarrow + 8\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{BP} + 8\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + \text{H}_3\text{PO}_4 + 8\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{BP} + 2(\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \text{KBO}_2 + \text{KPO}_3 + 4\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ($500\text{--}600^\circ \text{C}$).
6. $4\text{BP} + 8\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3 + \text{P}_4\text{O}_{10}$ ($300\text{--}400^\circ \text{C}$).

156. $\text{H}[\text{BF}_4]$ — ТЕТРАФТОРОБОРАТ(III) ВОДОРОДА

В свободном виде не выделен. Существует в бесцветном растворе, сильная кислота. При комнатной температуре не реагирует с диоксидом кремния. Разлагается в горячем растворе, нейтрализуется щелочами. Получение см. 144^4 , 145^6 , 149^3 .

$$M_r = 87,81; \quad t_{\text{кип}}(40\%\text{-й р-р}) = 130^\circ \text{C (разл.)}.$$

1. $\text{H}[\text{BF}_4](\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{BF}_4]^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (в разб. HF).
2. $\text{H}[\text{BF}_4] \xrightarrow[\text{-HF}]{\text{H}_2\text{O}(\text{гор.})} [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]$ (примеси $\text{H}[\text{B}(\text{OH})_2\text{F}_2]$, $\text{H}[\text{B}(\text{OH})_3\text{F}]$).
3. $\text{H}[\text{BF}_4](\text{конц.}) + \text{MOH}(\text{разб.}) = \text{M}[\text{BF}_4] + \text{H}_2\text{O}$ ($\text{M} = \text{Na}, \text{K}$).
4. $\text{H}[\text{BF}_4](\text{конц.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4[\text{BF}_4] + \text{H}_2\text{O}$.

157. $\text{Na}[\text{BF}_4]$ — ТЕТРАФТОРОБОРАТ(III) НАТРИЯ

Ферручит. Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде; анион $[\text{BF}_4]^-$ частично подвергается акватации и гидролизу. Кристаллогидратов не образует. Разлагается в кипящей воде, концентрированной серной кислоте, щелочах. Получение см. 149^4 , 156^3 .

$$M_r = 109,79; \quad d = 2,47; \quad t_{\text{пл}} = 384^\circ \text{C}; \quad k_s = 108^{(26,5)}.$$

1. $\text{Na}[\text{BF}_4] = \text{NaF} + \text{BF}_3$ (выше 450°C).
2. $\text{Na}[\text{BF}_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{BF}_4]^-$,
 $[\text{BF}_4]^- \xrightleftharpoons[\text{F}^-]{\text{H}_2\text{O}} [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3] \xrightleftharpoons[\text{H}_3\text{O}^+]{\text{H}_2\text{O}} [\text{B}(\text{OH})\text{F}_3]^-$.
3. $\text{Na}[\text{BF}_4] + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaF} + 3\text{HF}\uparrow$ (кип.).
4. $2\text{Na}[\text{BF}_4] + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{BF}_3\uparrow + 2\text{HF}\uparrow$.
5. $\text{Na}[\text{BF}_4] \xrightarrow[\text{-NaF}]{\text{NaOH}(\text{конц.})} \text{Na}[\text{B}(\text{OH})\text{F}_3], \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_2\text{F}_2], \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_3\text{F}]$.

158. $\text{Li}[\text{BH}_4]$ — ТЕТРАГИДРИДОБОРАТ(III) ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в жидком аммиаке. Сильный восстановитель, энергично реагирует с водой, кислотами. Получение см. 142^9 .

$$M_r = 21,78; \quad d = 0,67.$$

1. $2\text{Li}[\text{BH}_4] = 2\text{LiH} + 2\text{B} + 3\text{H}_2$ (выше 278°C).
2. $\text{Li}[\text{BH}_4] + 4\text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{Li}[\text{BH}_4] + 3\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$,
 $2\text{Li}[\text{BH}_4] + 2\text{HCl}(\text{г.}) = 2\text{LiCl} + \text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2$ (выше 75°C).
4. $\text{Li}[\text{BH}_4] + 2\text{O}_2 = \text{LiBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 250°C).
5. $3\text{Li}[\text{BH}_4] + 8\text{I}_2 = 3\text{LiI} + 3\text{BI}_3 + 4\text{H}_2 + 4\text{HI}$ (кип. в гексане).
6. $6\text{Li}[\text{BH}_4] + 2\text{BCl}_3 = 4\text{B}_2\text{H}_6\uparrow + 6\text{LiCl}\downarrow$ (в эфире).
7. $3\text{Li}[\text{BH}_4] + 3\text{NH}_4\text{Cl} = \text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 9\text{H}_2 + 3\text{LiCl}$ (220° C).
 боразин

159. $\text{Na}[\text{BH}_4]$ — ТЕТРАГИДРИДОБОРАТ(III) НАТРИЯ

Белый, при плавлении разлагается, нелетучий. Хорошо растворяется в холодной воде, жидком аммиаке. Сильный восстановитель; реагирует с горячей водой, кислотами, кислородом. Получение см. 23¹⁴, 142⁶.

$$M_r = 37,83; \quad d = 1,074; \quad t_{\text{пл}} = 400^\circ \text{C} (\text{разл.});$$

$$k_s = 20,5^{(0)}, 55^{(20)}.$$

1. $\text{Na}[\text{BH}_4] = \text{Na} + \text{B} + 2\text{H}_2$ (выше 450°C).
2. $\text{Na}[\text{BH}_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{BH}_4]^-$.
3. $\text{Na}[\text{BH}_4] + 4\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{NaOH} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{Na}[\text{BH}_4] + 3\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$,
 $2\text{Na}[\text{BH}_4] + 2\text{HCl}(\text{г.}) = 2\text{NaCl} + \text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2$ (выше 100°C).
5. $2\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{B}_2\text{H}_6\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$ (-10°C , в хлорбензоле).
6. $\text{Na}[\text{BH}_4] + 2\text{O}_2 = \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 300°C).

160. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4]$ — ТЕТРАГИДРОКСОБОРАТ(III) НАТРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде, подвергается акватации. В горячем растворе разлагается. Реагирует с кислотами. Получение см. 141³, 145³, 146¹, 147⁴.

$$M_r = 101,83; \quad d = 1,905; \quad k_s = 45, 7^{(20)}, 58, 7^{(30)}.$$

1. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] = \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 306°C).
2. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 60°C , над P_4O_{10}).
3. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{B}(\text{OH})_4]^-$,
 $[\text{B}(\text{OH})_4]^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3] + \text{OH}^-$; $pK_o = 4,76$.
4. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4](\text{гор.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{NaOH} + 7\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + [\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3]$.
6. $2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

161. $[\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3]$ — ТРИФТОРОАММИНБОР

Белый, при слабом нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением. Хорошо растворяется в холодной воде (подвергается аквазации), жидком аммиаке. Реакционноспособный: реагирует с горячей водой, кислотами, щелочами. Получение см. 149⁵.

$$M_r = 84,84; \quad d = 1,854; \quad t_{\text{пл}} = 162^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 36,0^{(25)}.$$

1. $4[\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3] = \text{BN} + 3\text{NH}_4[\text{BF}_4]$ (выше 125° C).
2. $[\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3] + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3] + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
3. $[\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3] + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{NH}_4[\text{B}(\text{OH})\text{F}_3]$,
 $4[\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3] + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}[\text{BF}_4] + 4\text{NH}_3\uparrow$ (кип.).
4. $[\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3] + \text{HCl}(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{Cl} + [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]$.
5. $16[\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3] + 14\text{NaOH}(\text{разб., хол.}) + 9\text{H}_2\text{O} = 12\text{Na}[\text{BF}_4] + \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 16(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$.

АЛЮМИНИЙ

162. Al — АЛЮМИНИЙ

Белый легкий пластичный металл. Пассивируется в воде, концентрированной азотной кислоте и растворе дихромата калия из-за образования устойчивой оксидной пленки; амальгамированный металл реагирует с водой. Реакционноспособный, сильный восстановитель. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с разбавленными кислотами и щелочами. Получение см. 163¹¹, 171¹¹.

$$M_r = 26,982; \quad d = 2,702; \quad t_{\text{пл}} = 660,37^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 2500^\circ \text{ C}.$$

1. $2(\text{Al}, \text{Hg}) + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow + 2\text{Hg}\downarrow$ (комн.).
2. $2\text{Al} + 6\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$.
3. $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{N}_2\text{O} + 15\text{H}_2\text{O}$,
 $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{Al} + 2(\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}) = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$ (400–500° C),
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$.
5. $8\text{Al} + 18\text{H}_2\text{O} + 3\text{KNO}_3 + 5\text{KOH} = 8\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_3\uparrow$ (кип.).
6. $4\text{Al}(\text{порошок}) + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ (сгорание на воздухе).